

QUÍMICA

TEÓRICO - PRÁCTICO

twitter.com/calapenshko



CONTENIDO:

- Química Inorgánica
- Química Orgánica
- Química Aplicada

FONDO EDITORIAL RODO
Siempre Competitivo

A todo el público en general:

El Proyecto Modo Scan+100 2.0, nace de una idea del
Team Calapenshko,
el cual es difundir todo aquel texto inédito que no esté circulando en la red.

Nuestro Grupo Calapenshko hace el mejor esfuerzo para digitalizar este libro, y así usted estimado lector pueda obtener la mejor experiencia que toda persona desea al abrir un libro.

Este proyecto llega gracias a las **donaciones que se pudo obtener de 100 personas** comprometidas con el proyecto **MODO SCAN+100 2.0**.

Este libro no debe ser prostituito monetariamente, este libro no debe ser coleccionado, este libro debe ser destruido analíticamente, así que te invito a leerlo.

No pagues por este libro de **circulación gratuita**,
búscalo en la red.

Atentamente, el GRUPO CALAPENSHKO

02 de setiembre del 2020



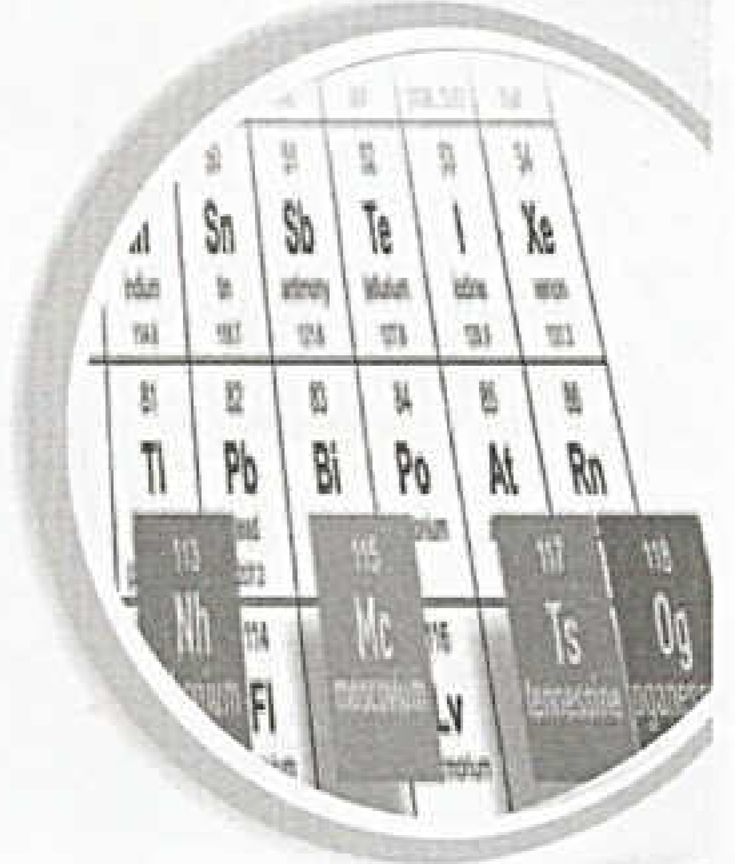
Libro: Química

Páginas anexadas: 854
Páginas en bruto: 826
Peso bruto aproximado: 186 megas
Replica: No
Calificación: 9/10
Autor: Fondo Editorial Rodo
ISBN: 2017-10457
Tiempo SCAN: **5 horas 20 minutos**
Edición SCAN: **2 horas 29 minutos**
Tiempo Total SCAN: **7 horas 49 minutos**



QUÍMICA

TEÓRICO - PRÁCTICO



CONTENIDO:

- Química Inorgánica
- Química Orgánica
- Química Aplicada

FONDO EDITORIAL RODO
Siempre Competitivo



PRESENTACIÓN

Creemos que la educación atraviesa por múltiples dificultades, vemos como en el transcurrir de los procesos de Admisión, grupos de especialistas discuten y dictaminan cambios en los modelos de prueba que son tomados en los llamados Concursos de Admisión. Es por ello que tenemos que ser consecuentes del rol protagónico que tenemos todos aquellos quienes nos encontramos inmersos en la labor educativa.

El **Fondo Editorial RODO** es un grupo educativo conformado por profesionales de experiencia que por muchos años vienen participando en el análisis y resolución de Exámenes de Admisión tomados en las diferentes universidades de nuestro país, tales como la UNI, UNMSM, UNAC, UNA y UNFV.

Conocedores de la realidad de nuestro educando que día a día nos muestra la interacción con ellos en las aulas de clase y poniendo en manifiesto nuestro compromiso como educadores hemos asumido el reto de contribuir a elevar el nivel académico de manera integral, dándole prioridad a los cursos de matemática y ciencias.

Continuando con la elaboración de nuestra colección, en esta oportunidad presentamos el texto teórico – práctico denominado **LIBRO DE QUÍMICA: ORGÁNICA E INORGÁNICA** concentrando todo el esfuerzo y la experiencia del grupo humano que la conforman. Caracterizándolo así por el rigor y la exigencia académica, ya que abarca los temas solicitados por el prospecto de Admisión.

Esta obra forma parte de una serie de publicaciones que permitirán al estudiante acceder a un material novedoso el cual sabemos generará diversos comentarios y sugerencias, los cuales sabremos aceptar.

Fondo Editorial RODO
De: Walter Z. Benitez Nuñez

A todo el público en general:

El Proyecto Modo Scan+100 2.0, nace de una idea del **Team Calapenshko**, el cual es difundir todo aquel texto inédito que no esté circulando en la red.

Nuestro Grupo Calapenshko hace el mejor esfuerzo para digitalizar este libro, y así usted estimado lector pueda obtener la mejor experiencia que toda persona desea al abrir un libro.

Este proyecto llega gracias a las **donaciones que se pudo obtener de 100 personas** comprometidas con el proyecto **MODO SCAN+100 2.0**.

Este libro no debe ser prostituito monetariamente, este libro no debe ser coleccionado, este libro debe ser destruido analíticamente, así que te invito a leerlo.

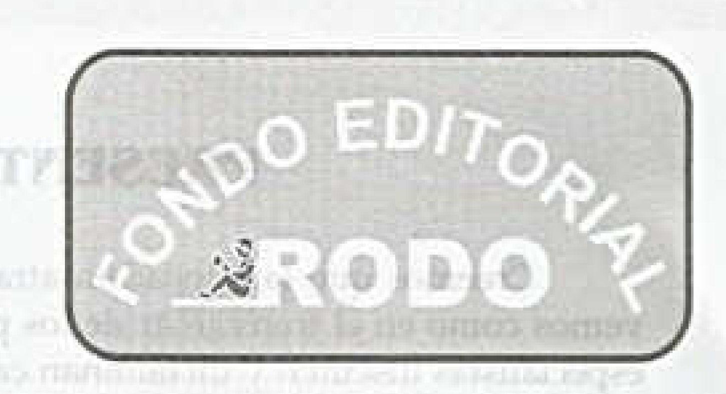
No pagues por este libro de **circulación gratuita**, búscalo en la red.

Atentamente, el GRUPO CALAPENSHKO

02 de setiembre del 2020







LIBRO DE QUÍMICA

ESTA ES UNA OBRA COLECTIVA - EQUIPO PEDAGÓGICO
ZAVALA VARGAS, Miguel
ROJAS MENDOZA, Joel
ABAD DÍAZ, Javier
VEGA ALAVE, Ricardo

EDITADO por
FONDO EDITORIAL RODO
de Walter Z. Benitez Nuñez
Av. Venezuela 979 Of. 205 - Breña
LIMA 05, PERÚ ☎ 424 - 6350 992 - 796104

5a. Edición - Agosto 2017

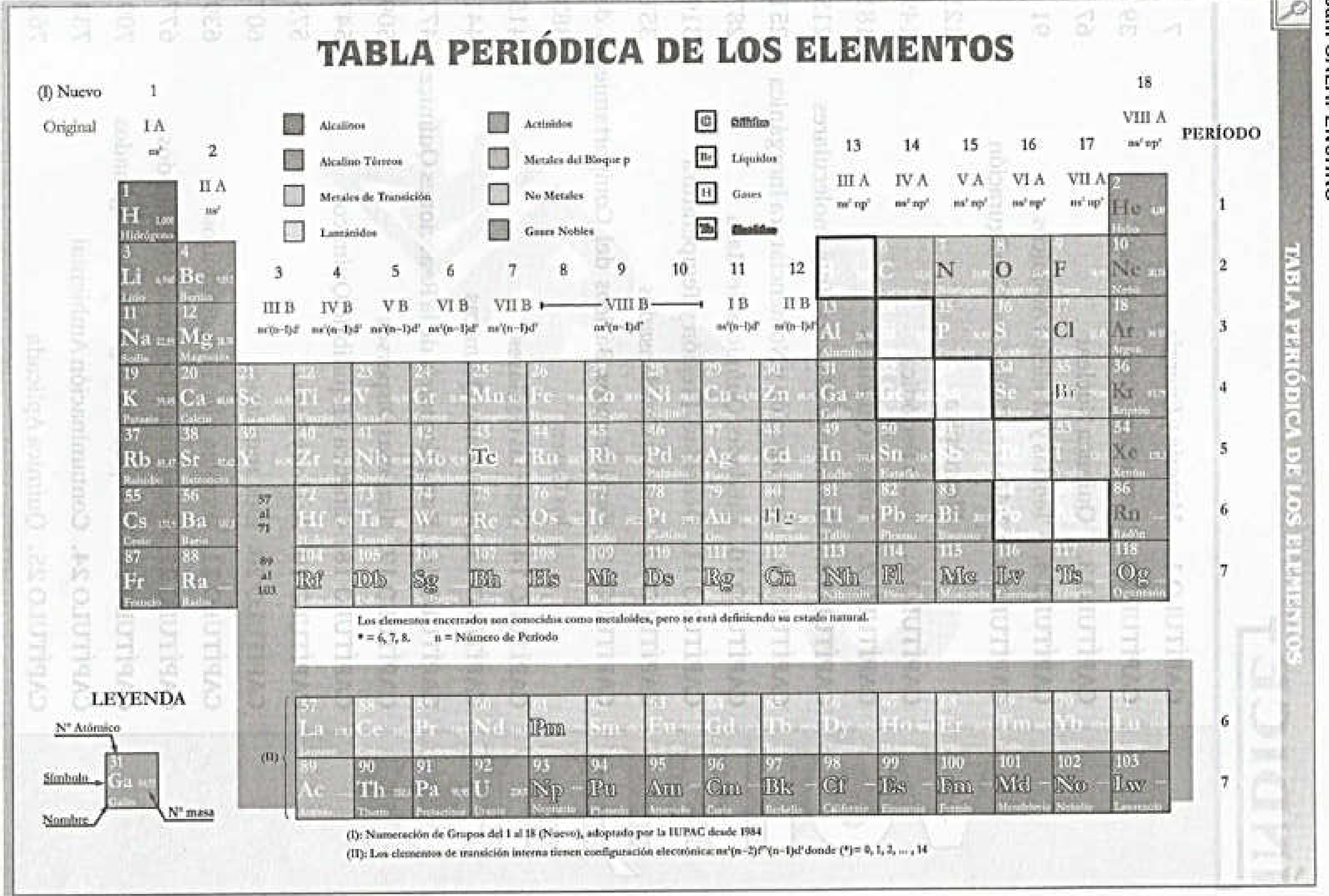
Hecho el Depósito Legal en la Biblioteca Nacional del Perú
N°: 2017 - 10451

DIAGRAMACIÓN, DIGITACIÓN Y GRÁFICOS
José Miguel Gallo Ballena

Se término de imprimir en Agosto del 2017 en:
GRAFIC PLUS S. A. C.
Jr. Chincha N° 434 A. H. VI ZONA LIMA - Lima 11

ÍNDICE

QUÍMICA


TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS
TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS
(I) Nuevo
Original
PERÍODO
Alcalinos
Alcalino Térreos
Metales de Transición
Lantánidos
Actínidos
Metales del Bloque p
No Metales
Gases Nobles
Líquidos
Gases
LEYENDA
N° Atómico
Símbolo
Nombre
N° masa
Los elementos encerrados son conocidos como metaloides, pero se está definiendo su estado natural.
* = 6, 7, 8.   n = Número de Período
(I): Numeración de Grupos del 1 al 18 (Nuevo), adoptado por la IUPAC desde 1984
(II): Los elementos de transición interna tienen configuración electrónica: ns²(n–2)f*(n–1)d¹ donde (*) = 0, 1, 2, ... , 14







OBJETIVOS

- Conocer y entender los conceptos de materia y energía y la relación entre ellos.
- Conocer los diferentes tipos de materia, su clasificación, sus estados físicos y sus propiedades.
- Identificar los fenómenos físicos y químicos con la cual se transforma.

EL QUINTO ESTADO DE LA MATERIA, Eric A. Cornell (1961 –), físico estadounidense galardonado con el Premio Nobel de Física en 2001 por haber encontrado el quinto estado físico de la materia, el condensado de Bose–Einstein. Compartió el Premio Nobel con el físico estadounidense Carl E. Wieman y el físico alemán Wolfgang Ketterle.

Nacido en Palo Alto, California (EEUU), obtuvo el título de Licenciado en Ciencias Físicas por la Universidad de Stanford en 1985, y el doctorado, por el Instituto de Tecnología de Massachusetts, en 1990. Es profesor adjunto de Física en la Universidad de Colorado y también trabaja en el Instituto Nacional de Medidas y Tecnologías de Boulder (Colorado). Es miembro de la Sociedad Americana de Física y de la Academia Nacional de Ciencias en Estados Unidos.

El condensado de Bose–Einstein (BEC, en sus siglas en inglés) es un estado de la materia en el que los átomos tienen la menor cantidad posible de energía y el mayor orden. Los átomos, que han sido enfriados a temperaturas extremadamente bajas, se comportan como un único átomo y actúan sincrónica y armónicamente como una onda. Esta materia coherente posee propiedades de superfluidez y superconductividad. Este estado de la materia fue pronosticado, en 1924, por los físicos Satyendranath Bose y Albert Einstein.

Eric Cornell y Carl Wieman lograron, en 1995, por primera vez, enfriar átomos de rubidio a menos de una millonésima de grado por encima del cero absoluto (millones de veces más frío que la mínima temperatura encontrada en el espacio exterior). Para ello utilizaron el método de enfriamiento por láser, que consiste en que cuando un fotón incide sobre un electrón en un átomo, el electrón salta a un nivel superior de energía para regresar rápidamente a su nivel original, expulsando un fotón que es emitido con más energía que la incidente, logrando así el descenso de temperatura. Posteriormente los átomos se enfrían, aun más, mediante evaporación magnética, de manera que los átomos más energéticos se dejan escapar del confinamiento magnético y quedan dentro de los de más baja energía. A temperaturas tan bajas los átomos se comportan más como ondas que como partículas y la imagen del condensado puede interpretarse como una fotografía de la función de onda. Solo los átomos que contienen un número par de neutrones, más protones, más electrones, pueden formar condensados de Bose–Einstein.

El condensado de Bose–Einstein permitirá fabricar un láser atómico que emita un rayo de átomos que vibren en el mismo estado mecanocuántico.

LA QUÍMICA

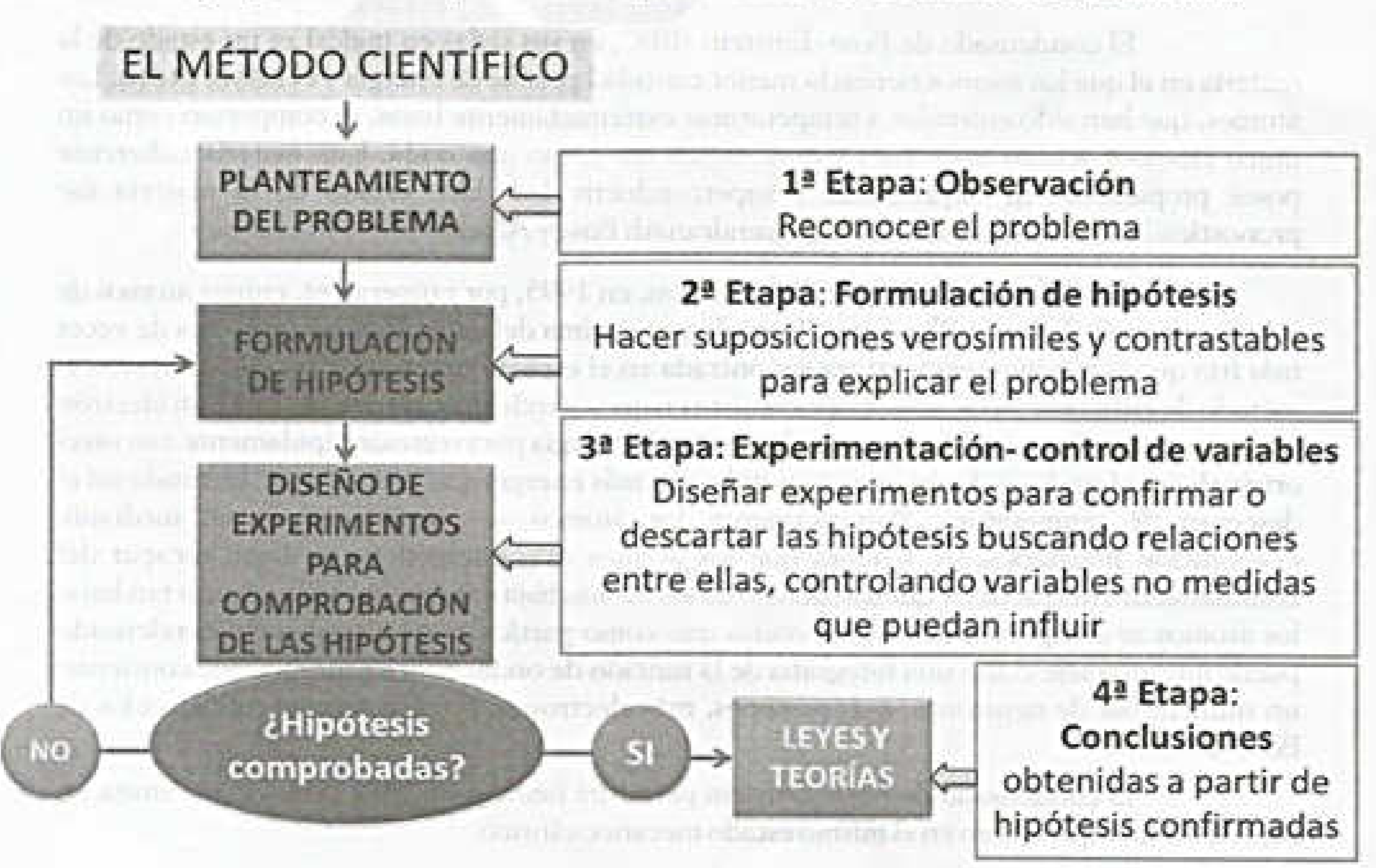
La química estudia la materia y los cambios que experimentan. Uno de los atractivos de aprender química es ver como los principios químicos se aplican a todos los aspectos de nuestra vida, desde las actividades cotidianas, como cocinar hasta los procesos más complejos, como el desarrollo de medicamentos para curar el cáncer. Los principios químicos también se aplican en los límites de nuestra galaxia, así como en nuestro entorno.

EL MÉTODO CIENTÍFICO

El método científico es un enfoque general para resolver problemas que implican hacer observaciones, confirmar que estas son reproducibles, buscar patrones en las observaciones, formular hipótesis para explicarlas y someter a prueba esas hipótesis con experimentos adicionales. Aquellas hipótesis que superan tales pruebas y demuestran su utilidad para explicarlas y predecir un comportamiento se conocen como teorías.

Comenzamos nuestro estudio recabando información, o datos, mediante la observación y la experimentación. Sin embargo, la recolección de información no es el objetivo final; mas bien, se trata de encontrar un patrón o sentido del orden de nuestras observaciones y comprender el origen de ese orden.

Conforme se reúnen más datos, podemos observar patrones que puedan llevarnos a una explicación tentativa, o hipótesis, la cual nos guiará en la planeación de experimentos adicionales. Una característica clave de una buena hipótesis es que propone un mecanismo que subyace en nuestras observaciones y se pueda utilizar para realizar predicciones acerca de nuevos experimentos.



Si una hipótesis es suficientemente general y efectiva de manera constante para predecir los resultados de futuros experimentos, se convierte en una teoría, esto es una explicación de las causas generales de ciertos fenómenos, con evidencias o hechos considerables que la apoyan.
En algún momento, podemos relacionar un gran número de observaciones en una ley científica, un enunciado verbal conciso o una ecuación matemática que resume una amplia variedad de observaciones y experiencias.

CAMPOS DE ACCIÓN DE LA QUÍMICA

1. **En Medicina.-** La química ayuda con la síntesis de diferentes fármacos (antibióticos, analgésicos, antidepresivos, vacunas, vitaminas, hormonas, radioisótopos, etc.), para el tratamiento de muchas enfermedades y para el mejoramiento de la salud en general.
2. **En Nutrición.-** La química permite sintetizar sustancias llamadas saborizantes y colorantes para mejorar ciertas propiedades de los alimentos, y de ese modo puedan ingerirse con facilidad; los preservantes para que los alimentos no se deterioren en el corto tiempo; también la química determina las sustancias vitales que requiere el organismo (minerales, vitaminas, proteínas, etc)
3. **En Agricultura.-** Gracias a los productos químicos como abonos y fertilizantes se aumenta la productividad del suelo, y se logra satisfacer las necesidades de alimentación cada vez más crecientes. Además con el uso de insecticidas, fungicidas y pesticidas, se controla muchas enfermedades y plagas que afectan al cultivo.
4. **En Textilería y cuidado de la ropa.-** La química ayuda potencialmente a satisfacer esta necesidad. Sintetizando muchas fibras textiles (rayón, orlón, nylon), colorantes para el teñido, sustancias para el lavado (jabones, detergentes, etc.), preservantes de fibras naturales y sintéticas, etc.
5. **En Medio Ambiente.-** Ayuda en el tratamiento y control de sustancias contaminantes que afectan nuestro ecosistema (agua, suelo y aire), y en la asistencia de desastres ecológicos tales como derrames de petróleo, caída de lluvia ácida, incendios forestales, etc.
6. **En Arqueología.-** Determinar la antigüedad de restos fósiles.
7. **En Mineralogía.-** Técnicas de extracción y purificación de metales.
8. **En Astronomía.-** Combustibles químicos para los cohetes, ropa y alimentos concentrados para los astronautas.
9. **En Deporte.-** La química permite sintetizar sustancias como las bebidas isotónicas que son excelentes para una máxima hidratación o los sprays y demás sustancias analgésicas que alivian el dolor en caso de lesiones son buenos ejemplos de productos químicos en el deporte, o no menos importante es el polvo de magnesia que utilizan los gimnastas y halterófilos en sus competiciones y con las que previenen deslizamientos inoportunos. La química también es fundamental en el desarrollo de nuevos tejidos y materiales para la fabricación de los equipos de los deportistas, como trajes de baño con una elevada hidrodinámica.

MATERIA

¿Qué tienen en común un helado y el acero? ¿Qué tienen en común la arena y el yodo? ¿Qué tienen en común el kriptón y la cera para autos? No importa que algo sea frío o caliente, brillante u opaco, duro o blando, húmedo o seco; en realidad, no importa los adjetivos que los describan; todo es materia. La materia es todo lo que ocupa un lugar en el espacio, se debe a que posee extensión (volumen) e impresionan a nuestros sentidos debido a que posee cantidad (masa), consideraremos diferentes tipos de materia y estudiaremos sus propiedades y los cambios que experimentan.

Es uno de los componentes de nuestro universo (así como la energía y el espacio) que se caracteriza por presentar 2 propiedades fundamentales que son: masa (inercia) y volumen (extensión).

Es una realidad objetiva, ya que su existencia es independiente de nuestra presencia y además se encuentra en movimiento eterno, no se crea ni se destruye, solo se transforma.

Para fines prácticos nos referimos a la materia con el siguiente término:

CUERPO

Es la manifestación de la materia en su forma sustancial, es aquella porción de materia que vamos a analizar para conocer su composición, estructura y propiedades; es una realidad objetiva, que esta en constante transformación.

- **Masa**

  Esta propiedad se debe a que todo cuerpo está formado por unidades discretas que son los átomos, iones, moléculas o reuniones de esos, nos da una medida de la cantidad de materia. Se mide con la balanza, expresandose en las unidades: kg, g, mg. En el SI es el kg.

- **Volumen**

  Representa el espacio ocupado por dichas unidades discretas; se mide en: L, mL, m^3.



NOTA

El Sistema Internacional (SI) es el que establece las unidades de medida.

CARACTERÍSTICAS DE LA MATERIA

1. Se encuentra en constante movimiento, ya que sus partículas tienen movimiento de vibración, rotación y traslación.
2. Contiene diversos tipos de energía como: energía mecánica, cinética, potencial, etc.
3. Es susceptible a transformarse mediante procesos físicos, químicos y nucleares.
4. Es de naturaleza corpuscular, es decir la materia está compuesta por partículas pequeñas.
5. Es discontinua debido a que existe en cantidades enteras.

CLASIFICACIÓN DE LA MATERIA

La materia puede aparecer de forma **homogénea**; es decir, que sus propiedades y composición sean las mismas en cualquier punto, o de forma **heterogénea**, formada por dos o más porciones diferentes separadas por superficies claramente definidas. Cada una de las porciones de materia homogénea se denomina **fase**.

Para su mejor estudio y comprensión los diferentes cuerpos materiales se clasifican según su composición en:



SUSTANCIA

Se le denomina así a la materia homogénea de composición química definida (constante) y propiedades distintivas, puede ser simple o compuesta.

- **Sustancia simple**

También llamada Elemento químico; está constituida por un mismo tipo de átomos, con igual número de protones (igual número atómico) y en algunos casos por moléculas "homoatómicas" (del mismo átomo. No se pueden dividir por medios químicos en especies más sencillas.

A este tipo de materia pertenecen todos los elementos que observamos en la tabla periódica, De acuerdo al número de átomos en las moléculas, se les puede llamar: diatómica (O_2, Cl_2) tetratómica (P_4), octatómica (S_8), monoatómica (Ne).

ALOTROPÍA:

Se presenta en algunos elementos, por ejemplo C, S, O, Sn, P; cuando sus átomos adoptan diferentes formas estructurales, generando más de una variedad para un elemento en el mismo estado de agregación, pero con propiedades distintas.

Ejemplo 1: Alotropía en el oxígeno:

$O_{2(g)}$
- Gas incoloro
- Útil para la respiración y los procesos de combustión
- Sus moléculas son diatómicas

$O_{3(g)}$ OZONO
- Gas de color azul
- Tóxico, produce daños al sistema respiratorio
- Absorbe los rayos ultravioleta del sol (capa de ozono)
- Es más oxidante que el O_2

Ejemplo 2: Alotropía en el carbono:

DIAMANTE	GRAFITO
- Agrupaciones tetraédricas - Alta dureza - Frágil - Elevado punto de fusión - Aislante eléctrico - Cristal transparente	- Agrupaciones hexagonales - Blando, usado como lubricante - Brillo metálico - Conductor eléctrico - Sólido de color negro usado en los lápices.

- **Sustancia compuesta**

También llamada compuesto químico; este tipo de materia resulta de la combinación de dos o más elementos diferentes en una proporción definida. Se representan con una fórmula química característica. Por ejemplo tenemos los compuestos:

COMPUESTOS	FÓRMULAS	SEGÚN EL # DE ÁTOMOS DIFERENTES	SEGÚN LA CANTIDAD DE ÁTOMOS
Dióxido de carbono	CO_2	Binario	Triatómico
Ácido nítrico	HNO_3	Ternario	Pentatómico
Glucosa	$C_6H_{12}O_6$	Ternario	Poliatómico
Amoníaco	NH_3	Binario	Tetratómico
Úrea	NH_2CONH_2	Cuaternario	Octatómico

Las moléculas son las unidades estructurales de los compuestos covalentes (los átomos se unen compartiendo electrones), mientras que los compuestos iónicos (los átomos se transfieren electrones) se representan usando unidades fórmula.

Todo compuesto químico se puede descomponer en sus elementos constituyentes por medios químicos, como por ejemplo:

- Electrólisis del agua: Permite descomponer agua en hidrógeno (H_2) y oxígeno (O_2) por medio de la electricidad. Entonces la reacción será:

$$2H_2O_{(\ell)} \xrightarrow{C.E.} 2H_{2(g)} + O_{2(g)} \qquad \text{C.E.: corriente eléctrica.}$$

- Pirólisis del HgO: Por acción del calor, el óxido de mercurio (HgO) se descompone en mercurio y oxígeno

$$2HgO_{(s)} \xrightarrow{CALOR} 2Hg_{(\ell)} + O_{2(g)}$$

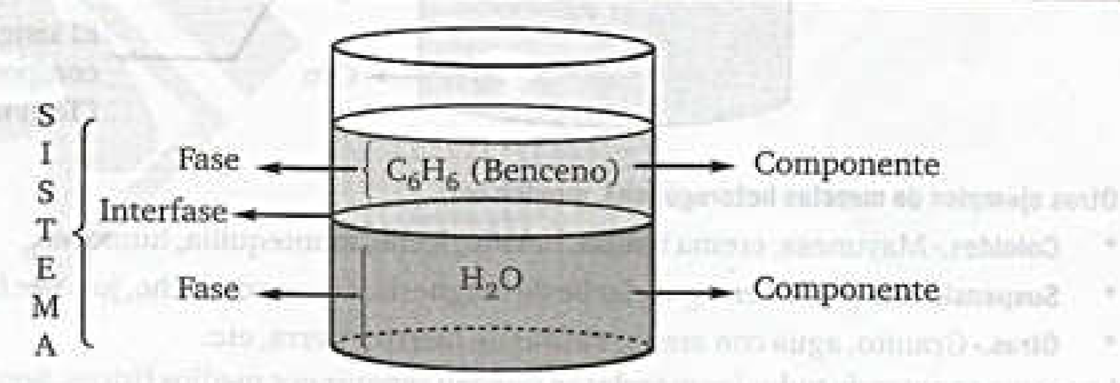
MEZCLA

Es la reunión física de dos o más sustancias en cantidades arbitrarias, su composición es variable, donde cada componente conserva su identidad; es decir, no se transformarán en nuevas sustancias. Las mezclas no tienen fórmula química.

ELEMENTOS DE UNA MEZCLA

1. **Fase.-** Es la porción de materia homogénea.
2. **Interfase.-** Superficie de contacto entre dos o más fases.
3. **Componentes.-** Es cada una de las sustancias que constituyen la mezcla. (H_2O, NaCl, ...)
4. **Constituyente.-** Es cada uno de los elementos que constituyen la mezcla. (H, O, Na, Cl, ...)

> **OBSERVACIÓN**
>
> Toda porción de materia o región de un universo que se toma como referencia para un estudio o análisis, se denomina "sistema". Los sistemas pueden estar formados por uno o más cuerpos.



El sistema mostrado se puede clasificar:

I) Por el Número de Fases

# de fases	Sistema
1	Monofásica
2	Difásica
3	Trifásica

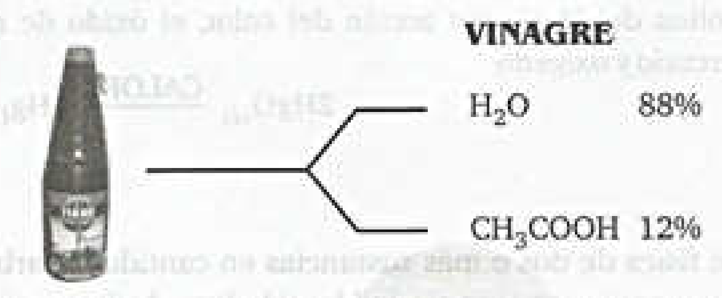
II) Por el Número de componentes

# de componentes	Sistema
1	Unitario
2	Binario
3	Ternario

- **Mezcla Homogénea**

Cuando los componentes poseen gran afinidad entre si, formando un sistema homogéneo (una fase) y uniforme, se les denomina también soluciones; se debe tener en cuenta que se llama fase a cada porción uniforme en un sistema.

Ejemplo: Una bebida alcohólica (vino blanco):

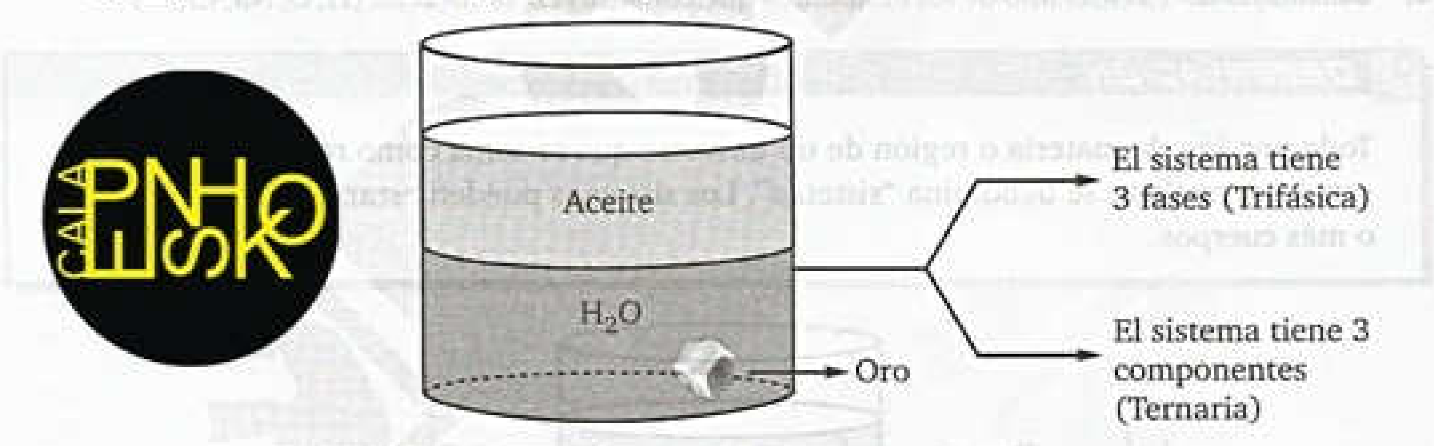


Otros: Aire (O_2, N_2, H_2O, CO_2); Ácido muriático (HCl, H_2O); Bronce (Cu, Sn); Latón (Cu, Zn).

- **Mezcla Heterogénea**

* Son aquellas mezclas que presentan más de una fase, no presentan uniformidad en toda su extensión
* Entre las mezclas heterogéneas se encuentran las suspensiones y coloides.

Ejemplo: Mezcla de agua, aceite y una muestra de oro:



Otros ejemplos de mezclas heterogéneas, pueden ser:

- **Coloides.-** Mayonesa, crema batida, helado, leche, mantequilla, humo, etc.
- **Suspensiones.-** Arcilla en agua, leche de magnesia, cocoa con leche, jugo de frutos, etc.
- **Otros.-** Granito, agua con arena, virutas de hierro y tierra, etc.

Los componentes de todas las mezclas se pueden separar por medios físicos. Son procesos físicos de separación de mezclas heterogéneas:

1. **Filtración.-** Permite separar los componentes de una mezcla de sólidos y líquidos haciéndolos atravesar un filtro.
2. **Centrifugación.-** Es un procedimiento que se utiliza cuando se quiere acelerar la sedimentación. Se coloca la mezcla dentro de una centrífuga, la cual tiene un movimiento de rotación constante y rápido, lográndose que las partículas de mayor densidad, se vayan al fondo y las más livianas queden en la parte superior.

3. **Tamizado.-** Se utiliza para la separación de dos sólidos de distinto tamaño de grano con un tamiz o criba que deje pasar solo a los de menor tamaño.
4. **Decantación.-** Sirve para separar sólidos de líquidos y líquidos no miscibles.
5. **Destilación.-** Se utiliza para separar líquidos disueltos y se basa en la diferencia de temperaturas de ebullición de cada componente.
6. **Cristalización.-** Sirve para separar sólidos disueltos en un líquido Se basa en las diferentes temperaturas de evaporación del sólido y del líquido.
7. **Evaporación.-** Consiste en calentar la mezcla hasta el punto de ebullición de uno de los componentes y dejarlo hervir hasta que se evapore totalmente, este método se emplea si no tenemos interés en utilizar el componente evaporado. Los otros componentes quedan en el envase.
8. **Cromatografía.-** Sirve para separar diversos componentes de una mezcla basada en la absorción selectiva de los componentes de la mezcla al moverse por un soporte. Hay diferentes tipos en uso, incluyendo gas, líquido, papel y la cromatografía en gel permeable. Este proceso puede llegar a ser muy útiles especialmente con mezclas complejas.

ESTADOS DE AGREGACIÓN DE LA MATERIA

Representan las formas de existencia de la materia que dependen de la predominancia de las fuerzas de atracción (FA) y de repulsión (FR) entre sus partículas a nivel físico, así como también de la presión y temperatura a la que se encuentra.

Son tres los estados de agregación, cuyas características más importantes son:

SÓLIDOS	LÍQUIDOS	GASES
FA >>FR	FA ≈ FR	FA << FR

SÓLIDOS	LÍQUIDOS	GASES
- Sus partículas vibran en posiciones fijas - Se consideran cuerpos rígidos - Su forma y volumen es definido - Son incompresibles	- Sus partículas se trasladan en forma limitada - Son fluidos - Su forma es variable pero su volumen es definido - Son incompresibles	– Sus partículas se trasladan de forma caótica. – Son fluidos – Su forma y volumen es variable – Son compresibles

A los líquidos y gases se les denomina **fluidos.**

A los sólidos y líquidos se les denomina **estados condensados.**

A condiciones extremas existen otros estados en que puede encontrarse la materia, por ejemplo:

PLASMÁTICO:

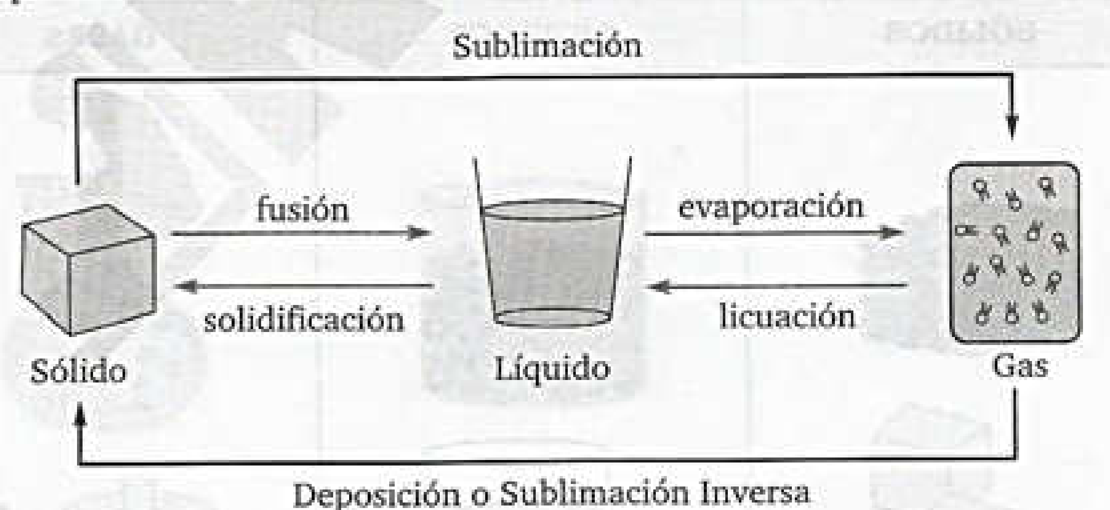
Es un gas ionizado a altas temperaturas, mayores a 10 000 °C, gran parte de la materia del universo se encuentra en este estado.

CONDENSADO BASE – EINSTEN (CBE):

Super sólido, se encuentra a muy bajas temperaturas, cerca del cero kelvin (cero absoluto). Presenta superfluidez.

CAMBIOS FÍSICOS DE ESTADO DE AGREGACIÓN DE LA MATERIA

Se altera el modo de agregación de las partículas mediante la absorción o liberación de energía a presión y temperatura constantes:



OBSERVACIÓN

* El cambio de vapor a líquido se llama condensación.
* El cambio de líquido a vapor se llama vaporización.
* El cambio de gas a gas licuado se llama licuefacción.
* El cambio de gas licuado a gas se llama gasificación.

PROPIEDADES DE LA MATERIA

De la misma manera que cada persona tiene su propia apariencia y personalidad, cada sustancia pura tiene sus propiedades que la distinguen de otras sustancias. Las propiedades de las sustancias se dividen en físicas y químicas.

PROPIEDADES FÍSICAS

Son aquellas propiedades que se manifiestan sin cambiar la composición de la sustancia. Incluye el color, el olor, el sabor, la solubilidad, la densidad, el punto de fusión y el punto de ebullición. Ejemplo: Masa, volumen, inercia, solubilidad, tensión superficial, viscosidad, etc.

PROPIEDADES QUÍMICAS

Son aquellas propiedades que se manifiestan solo cuando una sustancia sufre un cambio en su composición. Incluyen el hecho de que el hierro se oxide, que el calor o la gasolina se quemen en el aire, que el agua sufre electrólisis y que el cloro reaccione con violencia frente al sodio. Ejemplos: corrosibilidad, acidez, basicidad.

Además las propiedades físicas se subdividen en:

- **Generales** Esta presente en todos los cuerpos materiales:

  Ejemplos: Masa; Volumen; Inercia

- **Particulares** Solo lo presentan algunos tipos de materiales:

  Ejemplos: Conductividad eléctrica; Tensión superficial; Compresibilidad

SEGÚN SU DEPENDENCIA CON LA MASA

- **Extensivas**

  Su valor depende de la cantidad de material empleado en su medida. Son propiedades aditivas.

  Ejemplos: Masa, volumen, área, longitud, inercia.

- **Intensivas**

  Su valor es independiente de la cantidad de material empleado en su medida. No son aditivas.

  Ejemplos: Densidad; Viscosidad; olor, color, sabor (propiedades organolépticas); Temperatura de fusión; Temperatura de ebullición; Tensión superficial, presión de vapor, solubilidad.

NOTA

*) Todas las propiedades químicas son intensivas.

*) Algunas propiedades intensivas se obtienen dividiendo dos propiedades extensivas.

Resumiendo tenemos las propiedades:

PROPIEDAD	DETALLES	TIPO
PESO	Es la fuerza resultado de la atracción gravitatoria.	General y Extensiva
TENSIÓN SUPERFICIAL	Es la fuerza acumulada en una unidad de longitud de superficie de un líquido.	Particular e Intensiva
PUNTO DE EBULLICIÓN	Temperatura en la que la presión de vapor de líquido es igual a la presión atmosférica.	Particular e Intensiva
VISCOSIDAD	Mide la resistencia a fluir que ofrecen los cuerpos.	Particular e Intensiva
MALEABILIDAD	Facilidad para formar láminas.	Particular e Intensiva

FENÓMENOS FÍSICOS Y QUÍMICOS

Son aquellos procesos por los cuales los distintos cuerpos materiales experimentan transformaciones que pueden ser transitorias o permanentes.

FENÓMENOS FÍSICOS

Son aquellos cambios que no modifican la composición de las sustancias.

Ejemplos:
- Estirado de un metal
- Licuación de un gas
- Descomposición de la luz.
- La conducción eléctrica.
- La fundición de la cera.
- El calentamiento Global.

* Todo cambio de estado es un fenómeno físico.

FENÓMENOS QUÍMICOS

Son aquellos cambios internos que modifican la estructura e identidad del material. Se forman nuevas sustancias diferentes.

Ejemplos:
- Combustión de gas propano
- Preparación de los alimentos (cocción)
- La electrólisis del H_2O.
- El agriado de la leche.
- La emisión de humos inflamables.
- La pérdida de electrones de cualquier elemento.

ENERGÍA

Es aquella propiedad intrínseca o cualidad de la materia que le permite producir trabajo (cambios o transformaciones).

TIPOS

De acuerdo al modo como se producen o a su fuente de origen tenemos algunos tipos:

ENERGÍA	DETALLES
CINÉTICA	Asociada al movimiento de los cuerpos.
CALORICA	Asociada a la energía interna y el movimiento molecular.
NUCLEAR	Asociada a la ruptura o unión de los núcleos atómicos.
QUÍMICA	Asociada a la formación y ruptura de enlaces químicos.
BIOLÓGICA	Asociada a la transformación de los seres vivos.

RELACIÓN MATERIA – ENERGÍA

Fue Albert Einstein en el año de 1905 quien establece que la materia y la energía son manifestaciones diferentes; pero que se pueden convertir la una en la otra.

EQUIVALENTE ENERGÉTICO DE LA MATERIA

$$E = mc^2$$

Donde: E : energía : joule (J) $1J = 1kg \cdot \frac{m^2}{s^2}$ m : masa : kg

c : velocidad luz en el vacío: $3{,}0 \cdot 10^8$ m/s

"La energía almacenada en una muestra material es proporcional a su masa".

Esto se demostró tiempo después en los procesos nucleares de fisión y fusión que llevaron a la construcción de las bombas atómicas y de hidrógeno.

Ejemplo: Si una muestra de 50g se convierte totalmente en energía. Hallar su valor en joule:

Resolución: $m = 50g = 0{,}05\,kg;\ c = 3{,}0 \cdot 10^8\, m/s$

Luego: $E = mc^2 = 0{,}5\,kg \left(3{,}0 \cdot 10^8 \frac{m}{s}\right)^2$

$\therefore\ E = 4{,}5 \cdot 10^{15}\, J$

Ejemplo: En cierto proceso nuclear se emplea 10kg de (U – 235) liberándose una energía de $2{,}7 \cdot 10^{17}$ J ¿qué masa de dicha muestra no se transformó en energía?
(U – 235): uranio.

Resolución: La masa total de (U – 235) es:

$$m_J = 10\,kg$$

Una parte de él (m) se transforma en energía cuyo valor es:

$$E = 2{,}7 \cdot 10^{17}\,J$$

Luego:

$$E = mc^2$$

$$2{,}7 \cdot 10^{17}\,J = m\left(3{,}0 \cdot 10^{8}\,\frac{m}{s}\right)^2$$

$$2{,}7 \cdot 10^{17}\,kg \cdot \frac{m^2}{s^2} = m \cdot \left(9{,}0 \cdot 10^{16}\,\frac{m^2}{s^2}\right)$$

$$m = 3\,kg$$

No se transformó en energía:

$$\Delta m = m_T - m = 10\,kg - 3\,kg$$

$$\therefore \quad \Delta m = 7\,kg$$



RELATIVIDAD DE LA MASA

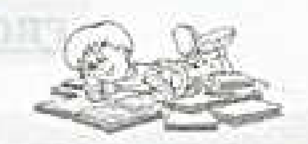
Al relacionar la velocidad de la luz (c) con la masa de un cuerpo, se dedujo que esta no sería constante, estableciéndose la relación:

$$m_f = \frac{m_0}{\sqrt{1-\left(\frac{v}{c}\right)^2}}$$

Donde:
- m_0 : Masa inicial (en reposo)
- m_f : Masa final a la velocidad "V"
- v : Velocidad del cuerpo
- c : Velocidad luz

Se observa que al acercarse la velocidad del cuerpo a la velocidad luz su masa se incrementa.

EJERCICIOS DE APLICACIÓN



1. Sabemos que la materia y la energía son componentes de nuestro universo. Indique aquella característica o propiedad que diferencie la materia de la energía.
Color – Tamaño – Cantidad – Masa

Rpta.: ....

2. El análisis del aire de cierta ciudad indica la presencia de las siguientes sustancias: nitrógeno (N_2), oxígeno (O_2), argón (Ar), vapor de agua (H_2O), dióxido de carbono (CO_2), ozono (O_3), dióxido de azufre (SO_2), óxido nitroso (NO_2), estos 3 últimos en pequeñísimas cantidades. Identifique cuantas de las sustancias indicadas son elementos y cuantos son compuestos.

Rpta.: ....

3. Para la sacarosa o azúcar de caña ($C_{12}H_{22}O_{11}$), indique la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:
I. Es una sustancia química.
II. Es un compuesto ternario.
III. Es una mezcla homogénea.

Rpta.: ....

4. Halle la cantidad de energía en Joule contenido en un gramo de materia.

Rpta.: ....

5. La formación y caída de granizo en las regiones altas del Perú representa un cambio de estado para el agua el cual denomina:

Rpta.: ....

6. Identifique aquel cambio de la materia que ocurre por enfriamiento:
Licuación – Vaporización – Fusión – Sublimación – Ebullición

Rpta.: ....

7. Al calentar en un recipiente una muestra de sacarosa (azúcar) se observa que primero se derrite formando un líquido viscoso y con el pasar del tiempo este se carboniza, estos procesos representan (en ese orden):

Rpta.: ....

8. ¿Cuántos de los siguientes cambios son físicos?
I. Formación de las nubes.
II. Quema de los bosques tropicales.
III. Moldeado de un metal por acción del calor.
IV. Derretimiento de la cera de una vela.

Rpta.: ....

9. Al quemar un combustible como la madera por ejemplo se observa principalmente la liberación de energía en 2 formas que se manifiestan en los hechos: se produce llama (luz) y se eleva la temperatura del medio, estas formas de energía son:

Rpta.: ....

10. ¿Cuántas de las siguientes muestras materiales son mezclas?
I. Bebida gaseosa.
II. El mercurio de un termómetro.
III. La leche materna.
IV. El agua de mesa "San Luis".

Rpta.: ....

PROBLEMAS RESUELTOS

PROBLEMA 1 Respecto a la materia, indicar verdadero (V) o falso (F):

I. Esta formado por partículas discretas cuya cantidad define su masa.
II. Es el único componente del universo.
III. Son ejemplos de materia, los óxidos, el alcohol, la luz.

A) FVV B) FFF C) VVV
D) VFF E) FVF

Resolución:

I. VERDADERO : Como se observa en la clasificación de la materia, sus componentes fundamentales son:
- Átomos
- Moléculas
- Unidades fórmulas (iones)

O reuniones de estos (mezclas), lo que proporciona su masa.

II. FALSO : De acuerdo a la teoría de la relatividad nuestro universo presenta 3 componentes:
- Materia
- Energía
- Espacio

III. FALSO : Son ejemplos de materia:
- Óxidos } Compuestos
- Alcoholes } Compuestos

La luz es energía (materia insustancial)

∴ CLAVE: D

PROBLEMA 2 Es(son) ejemplo(s) de energía o materia insustancial:

I. Las nubes.
II. El calor desprendida de una vela encendida.
III. Los rayos empleados en radiografias.
IV. El gas contenido en los avisos luminosos.

A) Sólo I B) I y II C) II y III
D) Sólo III E) I y IV

Resolución:

SON MATERIA: I. Nubes: Vapor de agua.
IV. Avisos luminosos: Gas neón.

SON ENERGÍA: II. Calor.
III. Rayos "x"

∴ CLAVE C

PROBLEMA 3 Las unidades fórmula, son los componentes fundamentales del tipo de materia:

A) Elemento B) Mezcla C) Compuesto iónico
D) Sustancia E) Compuesto covalente

Resolución: Las unidades fórmulas se emplean para representar a los compuestos iónicos, ya que estos no poseen moléculas.

Ejemplo: Para el óxido de potasio:



Unidad fórmula: K_2O (neutro)

∴ CLAVE: C

PROBLEMA 4 De la lista siguiente de muestras, indicar el número de elementos y compuestos presentes respectivamente:

I. Paladio
II. Ácido sulfúrico
III. Plutonio
IV. Metano
V. Óxido férrico
VI. Selenio

A) 3 y 3 B) 4 y 2 C) 2 y 4
D) 5 y 1 E) 1 y 5

Resolución:

- Los elementos químicos están formados por átomos o moléculas homoatómicas, se representan con un símbolo:

  Paladio (Pd), Plutonio (Pu), Selenio (Se)

- Los compuestos químicos resultan de la combinación de dos o más elementos, se representan con una fórmula:

  Ácido sulfúrico: H_2SO_4
  Metano: CH_4
  Óxido férrico: Fe_2O_3

∴ CLAVE: A

PROBLEMA 5 De la siguiente lista de muestras ¿cuántos son compuestos y mezclas respectivamente?

I. Latón (lata)
II. Cal viva
III. Bebida gasificada
IV. Amoníaco
V. Gas de cocina
V. Leche

A) 3 y 3　　B) 4 y 2　　C) 2 y 4
D) 1 y 5　　E) 5 y 1

Resolución:

- Son compuestos químicos:
  - Cal viva (óxido cálcico): CaO
  - Amoníaco: NH_3
- Las mezclas son reuniones de dos o más sustancias:
  - Latón: Zn y Sn
  - Bebida gasificada: H_2O, $CO_{2(g)}$, $C_6H_{12}O_6$, etc.
  - Gas de cocina: C_3H_8 (propano) y C_4H_{10} (Butano)
  - Leche: H_2O, Grasa, Proteínas, etc.

∴ CLAVE: C

PROBLEMA 6 Respecto al O_3 (ozono) y el diamante, indicar verdadero (V) o falso (F):

I. Se trata de compuestos químicos.
II. Son formas alotrópicas.
III. Si los mezclamos el sistema será homogéneo.

A) VVF　　B) FVF　　C) FFV
D) VVV　　E) FFF

Resolución:

I. FALSO : El ozono (O_3) es una variedad de oxígeno y el diamante es una variedad de carbono, ambos son elementos químicos.

II. VERDADERO : Se trata de formas alotrópicas:

Oxígeno { O_2, O_3

Carbono { Grafito, Diamante

III. FALSO : Como se encuentran en estados distintos: gas – sólido, su mezcla será heterogénea.

∴ CLAVE: B

PROBLEMA 7 ¿Qué métodos físicos se podría emplear para separar las mezclas siguientes?

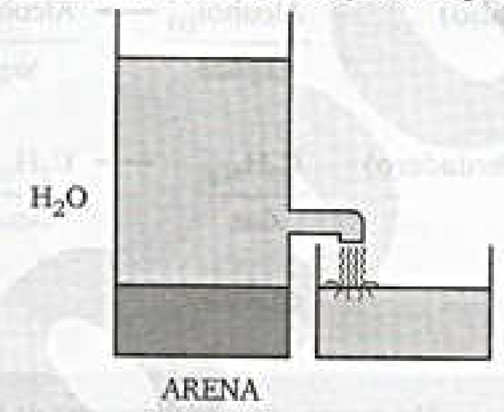
I. Agua con cocoa.
II. Agua con arena.

A) Destilación – evaporación
B) Decantación – filtración
C) Filtración – Decantación
D) Tamizado – Filtración
E) Centrifugación – Filtración

Resolución:

I. Como la cocoa se encuentra en suspensión, se debe separar por filtración, usando un papel filtro.

II. Como la arena sedimenta en el agua se puede separar por decantación;



∴ CLAVE: C

PROBLEMA 8 En relación a los estados de la materia, indicar verdadero (V) o falso (F):

I. El estado gaseoso es un estado condensado.
II. Los sólidos son cuerpos rígidos e incompresibles.
III. En los líquidos predominan las fuerzas de atracción por esos sus volúmenes son definidos.

A) FVF B) VFV C) VVV
D) FFV E) FFF

Resolución:

I. FALSO : Los estados condensados son el líquido y el sólido ya que sus partículas se encuentran muy próximas entre sí.

II. VERDADERO : En los sólidos predomina las fuerzas de atracción, sus partículas vibran en posiciones fijas, carecen de fluidez (son rígidos) y su volumen es definido (incompresibles).

III. FALSO : En los líquidos las fuerzas de repulsión y atracción están casi equilibradas, por eso su volumen es definido, pero su forma es variable.

∴ CLAVE: A

PROBLEMA 9 De los siguientes procesos que involucran cambios de estado, indicar la relación correcta:

I. Caída de granizo en las punas : Condensación.
II. Volatilización del alcohol : Sublimación.
III. Conversión a líquido del propano : Licuación

A) Sólo I B) I y II C) Sólo III
D) I y III E) Sólo II

Resolución: Se desarrollan los cambios de estado:

I. (Falso) $\underbrace{H_2O_{(g)}}_{\text{Nube}} \longrightarrow \underbrace{H_2O_{(s)}}_{\text{Granizo}}$: Deposición

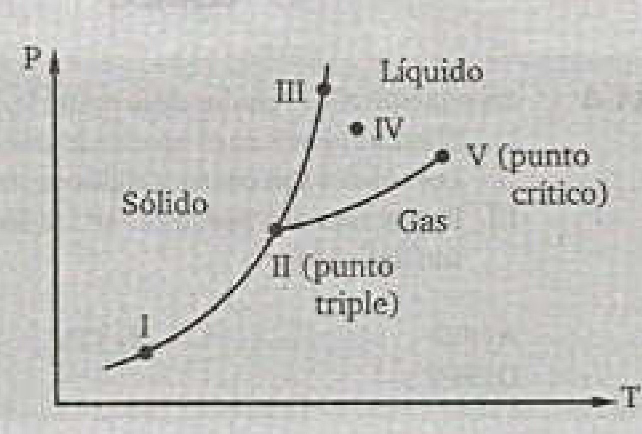
II. (Falso) $\underbrace{\text{Alcohol}_{(l)}}_{\text{Líquido}} \longrightarrow \underbrace{\text{Alcohol}_{(v)}}_{\text{Vapor}}$: Vaporización

III. (Verdadero) $\underbrace{C_3H_{8(g)}}_{\text{Gas}} \longrightarrow \underbrace{C_3H_{8(l)}}_{\text{Líquido}}$: Licuación

∴ CLAVE: C

PROBLEMA 10 A continuación se presenta un diagrama de fases genérico. ¿En qué puntos, de los señalados, se observarán dos fases? **ADMISIÓN UNI 2017 - I**

A) I, III, V
B) II, IV
C) III, IV
D) I, IV
E) I, III



Resolución: En el diagrama de fases mostrado, se observa:

* Punto (I): Dos fases en equilibrio. Sólido – Gas.
* Punto (II): Punto Triple. Tres fases en equilibrio.
* Punto (III): Dos fases en equilibrio. Sólido – Líquido.
* Punto (IV): Fase Líquida (1 fase)
* Punto (V): Punto crítico. Desaparece la diferencia Líquido – Gas

∴ CLAVE: E

PROBLEMA 11 Respecto a las propiedades de la materia, indicar verdadero (V) o falso (F):

I. La determinación de una propiedad química altera la identidad del material.
II. La ductibilidad es una propiedad particular.
III. Si 100 g de agua hierve a 100 °C, 200 g de agua hervirá a 200 °C.

A) FFV B) VFV C) VVV
D) VVF E) FFF

Resolución:

I. VERDADERO : La medida de una propiedad química involucra un cambio químico, por consiguiente altera la identidad del material.

II. VERDADERO : La ductibilidad es la facilidad que presentan algunos cuerpos como los metales a ser estirados y formar hilos.

III. FALSO : La temperatura de ebullición es una propiedad intensiva, su valor no depende de la masa.

$$\left.\begin{array}{l}100\text{ g } H_2O\\200\text{ g } H_2O\end{array}\right\}\ \text{Teb} = 100\,°\text{C}$$

∴ CLAVE: D

PROBLEMA 12 De la siguiente lista de propiedades. ¿Cuántas son físicas y químicas respectivamente?

I. Presión de vapor
II. Fuerza ácida
III. Conductividad térmica
IV. Poder oxidante
V. Peso específico
VI. Punto de fusión

A) 3 y 3 B) 4 y 2 C) 2 y 4
D) 5 y 1 E) 1 y 5

Resolución:

- Las propiedades físicas se determinan sin alterar la identidad del material:
  Presión de vapor
  Conductividad térmica.
  Peso específico
  Punto de fusión

- Propiedades químicas:
  Fuerza ácida
  Poder oxidante

∴ CLAVE: B

PROBLEMA 13 A continuación se indican las propiedades del gas cloro (Cl_2): un gran volumen presenta una masa pequeña y baja densidad, es un gas de color amarillo verdoso, tóxico y desinfectante, se usa en la potabilización del agua.
¿Cuántas de las propiedades son intensivas y extensivas respectivamente?

A) 3 y 3 B) 4 y 2 C) 2 y 4
D) 5 y 1 E) 1 y 5

Resolución:

- Las propiedades intensivas son constantes e independientes de la masa:

  Densidad, Color, Tóxico, Desinfectante

- Las propiedades extensivas son variables y dependen de la masa:

  Volumen, Masa

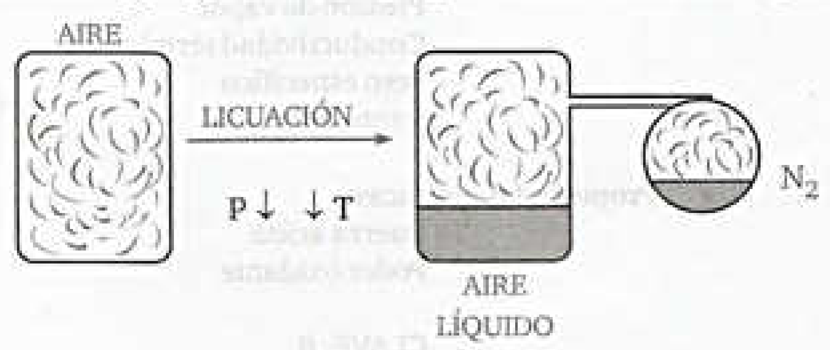
$\therefore$ CLAVE: B

PROBLEMA 14 ¿Cuántos de los procesos siguientes son fenómenos físicos?

I. Quema del gas licuado del petróleo.
II. Destrucción de la capa de ozono.
III. Separación del N_2 y O_2 del aire.
IV. Blanquear la ropa con lejía.

A) Sólo I B) II y III C) III y IV
D) Sólo IV E) Sólo III

Resolución: En los cambios o fenómenos físicos no altera la identidad de los materiales involucrados.
La separación del N_2 y O_2 del aire se logra por destilación del aire líquido:



$\therefore$ CLAVE: E

PROBLEMA 15 ¿Cuántos de los siguientes fenómenos presentados en las proposiciones son químicos?

I. Laminación del cobre.
II. Oxidación del hierro.
III. Evaporación del agua.
IV. Fermentación de la uva.
V. Disolución de azúcar en agua.

A) 1 B) 2 C) 3
D) 4 E) 5

Resolución: Los fenómenos químicos generan cambios en la composición química de las sustancias. De las proposiciones, la oxidación del hierro y la fermentación de la uva, son ejemplos de cambios químicos.

∴ CLAVE: B

PROBLEMA 16 Respecto a la energía, indicar verdadero (V) o falso (F):

I. Gracias a ella se puede producir trabajo.
II. Es inverso a la masa contenido en la materia.
III. Todo cuerpo al moverse cerca a la velocidad luz, su masa disminuye.

A) FVV B) FFF C) VFF
D) VVV E) FVF

Resolución:

I. VERDADERO : La energía es la cualidad de la materia que produce cambios y transformaciones.

II. FALSO : De acuerdo con la ecuación de Einstein:

$$E = mC^2$$

El contenido de energía en la materia es proporcional a su masa.

III. FALSO : De acuerdo con la ecuación de masa relativa:

$$m_f = \frac{m_0}{\sqrt{1-\left(\frac{v}{c}\right)^2}}$$

Cuando "V" tiende a "C", la masa del cuerpo aumenta.

∴ CLAVE: C

PROBLEMA 17 Hallar el equivalente a energía en joule de una muestra de materia correspondiente a 750 g.

A) $7,25\times10^{15}$ B) $5,51\times10^{14}$ C) $8,75\times10^{16}$
D) $6,75\times10^{16}$ E) $4,43\times10^{18}$

Resolución:

$$m = 750\text{ g} = 0,75\text{ kg}$$

$$c = 3,0\times10^{8}\text{ m/s}$$

Luego en :

$$E = mC^2 = 0,75\text{ kg}\times\left(3,0\times10^{8}\frac{\text{m}}{\text{s}}\right)^2$$

$$E = 6,75\times10^{16}\text{ kg}\times\frac{\text{m}^2}{\text{s}^2} = 6,75\times10^{16}\text{ J}$$

$\therefore$ CLAVE: D

PROBLEMA 18 En un experimento nuclear se creo un antiprotón y se hizo colisionar con un protón transformándose ambos completamente en energía. Dicho valor en joule es:

$$m_{p^+} = 1,672\times10^{-24}\text{ g}$$

A) 4×10^{-15} B) 4×10^{-10} C) 7×10^{-11}
D) 5×10^{-12} E) 3×10^{-10}

Resolución:

$$m_{p^+} = 1,672\times10^{-24}\text{ g} = 1,672\times10^{-27}\text{ kg}$$

Como la masa del antiprotón es la misma:

$$m_T = 2\times1,672\times10^{-27}\text{ kg} = 3,34\times10^{-27}\text{ kg}$$

$$c = 3\times10^{8}\frac{\text{m}}{\text{s}}$$

Luego la energía producida es:

$$E = mC^2 = 3,34\times10^{-27}\text{ kg}\times\left(3\times10^{8}\frac{\text{m}}{\text{s}}\right)^2$$

$$E = 3,0\times10^{-10}\text{ kg}\times\frac{\text{m}^2}{\text{s}^2} = 3,0\times10^{-10}\text{ J}$$

$\therefore$ CLAVE: E

PROBLEMA 19 Una muestra de plutonio (Pu – 239) de 10 kg se somete a fisión nuclear produciéndose $2,7\times10^{16}$ J de energía. Hallar el porcentaje de conversión.

A) 1% B) 2% C) 3%
D) 4% E) 5%

Resolución:

$$m_T = 10\ \text{kg}$$

"m": Masa convertida en energía

$$E = 2,7\times10^{16}\ \text{J}$$

Reemplazamos en: $E = mC^2$



$$2,7\times10^{16}\ \text{J} = m\times\left(3,0\times10^{8}\ \frac{m}{s}\right)^2$$

$$2,7\times10^{16}\ kg\times\frac{m^2}{s^2} = m\times9,0\times10^{16}\ \frac{m^2}{s^2}$$

$$m = 0,3\ \text{kg}$$

Esto es porcentaje de la muestra inicial es:

$$\%\ \text{Conversión} = \frac{m}{m_T}\times100$$

$$\%\ \text{Conversión} = \frac{0,3\ \text{kg}}{10\ \text{kg}}\times100 = 3$$

∴ CLAVE: C

PROBLEMA 20 ¿A qué velocidad se debe mover un cuerpo respecto a la velocidad luz (C) para que se cumpla la relación:

$$\frac{m_f}{m_0} = \frac{5}{4}\ ?$$

A) 3C/5 B) 4C/5 C) C/2
D) 2C/3 E) 3C/4

Resolución:

$$\frac{m_f}{m_0}=\frac{5}{4} \rightarrow \frac{m_0}{m_f}=\frac{4}{5}$$

De la ecuación de masa relativa:

$$m_f=\frac{m_0}{\sqrt{1-\left(\frac{v}{c}\right)^2}}$$

$$\rightarrow \sqrt{1-\left(\frac{v}{c}\right)^2}=\frac{m_0}{m_f}$$

Elevamos al cuadrado ambos miembros y tenemos:

$$1-\left(\frac{v}{c}\right)^2=\left(\frac{m_0}{m_f}\right)^2 \rightarrow 1-\left(\frac{v}{c}\right)^2=\left(\frac{4}{5}\right)^2$$

$$\rightarrow 1-\left(\frac{v}{c}\right)^2=\frac{16}{25} \quad \rightarrow 1-\frac{16}{25}=\left(\frac{v}{c}\right)$$

$$\rightarrow \frac{9}{25}=\left(\frac{v}{c}\right)^2 \quad \rightarrow \frac{v}{c}=\sqrt{\frac{9}{25}}=\frac{3}{5}$$

$$v=\frac{3c}{5}$$

∴ CLAVE: A



PROBLEMAS PROPUESTOS

1. Respecto a la materia, indicar verdadero (V) o falso (F):

I. Sus propiedades fundamentales están relacionados con la inercia y la extensión.
II. Es el único componente del universo.
III. Su existencia esta condicionada a la presencia del hombre.
IV. Su movimiento es eterno.

A) VVVV B) VFFV C) FVFV
D) VFFF E) FFVV

2. Indique cual de las siguientes alternativas no hace referencia a la definición de materia:

A) 200g de NaCl.
B) El gas natural del petróleo.
C) Gases nobles.
D) Un litro de aire.
E) La luz emitida por los fluorescentes.

3. De la siguiente lista de especies químicas, indicar el número de sustancias simples, compuestas y mezclas homogéneas respectivamente:

- Diamante
- Hielo seco
- Agua de mar
- Leche
- Amoniaco
- Alcohol medicinal
- Querosene
- Una moneda de 2 nuevos soles
- Uranio
- Glucosa

A) 2, 3, 3 B) 3, 3, 4 C) 4, 2, 4
D) 2, 5, 3 E) 2, 4, 4

4. A continuación se indica las siguientes muestras de materia:

I. Ácido sulfúrico
II. Azufre rómbico S_8
III. Sacarosa
IV. Alcohol yodado
V. Bronce

¿Cuántos compuestos químicos están presentes?

A) 1 B) 2 C) 3
D) 4 E) 0

5. En relación a las sustancias: Ozono (O_3) y Fósforo blanco (P_4):

I. Se trata de compuestos químicos.
II. Están constituidos por átomos simples.
III. Son formas alotrópicas de dos elementos.
IV. La mezcla de estos es heterogéneo.

Son correctos:

A) Sólo I B) I y II C) Sólo III
D) III y IV E) I y IV

6. Se recoge una muestra sólida y se analiza en el laboratorio lográndose la información: es soluble en agua y funde a una temperatura mayor a 400 °C, en cualquiera de estas dos condiciones se descompone en Zinc (Zn) y gas Cloro (Cl_2) al aplicar corriente eléctrica.
Por lo tanto esta muestra corresponde a:

A) Un elemento químico.
B) Una mezcla heterogénea.
C) Un compuesto químico.
D) Una mezcla de elementos.
E) Un mineral.

7. Que especie de materia es aquella que esta constituida por un mismo tipo de componente, es homogénea e imposible de descomponer por medios químicos:

A) Mezcla homogénea.
B) Molécula.
C) Elemento químico.
D) Compuesto químico.
E) Unidad fórmula.

8. Las características siguientes: reunión física de dos o más sustancias, de composición variable cuyas propiedades dependen de su origen, corresponden a un tipo de materia denominado

A) Compuesto químico
B) Elemento químico
C) Sustancia
D) Mezcla
E) Combinación

9. Relacione correctamente los términos siguientes:
I. Materia de composición constante.
II. Materia uniforme de composición variable.
III. Material cuyos componentes se separan por medios físicos.
IV. Materia de punto de fusión definido, se puede descomponer por medios químicos.

a. Elemento.
b. Compuesto.
c. Mezcla.
d. Mezcla homogénea.
e. Mezcla heterogénea.
f. Sustancia.

A) If, IId, IIIc, IVb
B) Id, IIa, IIIc, IVf
C) Ia, IId, IIIe, IVb
D) Ie, IIf, IIIc, IVb
E) Ic, IId, IIIf, IVb

10. Respecto a la alotropía, indicar las afirmaciones correctas:
I. Se produce cuando un mismo elemento forma más de un compuesto distinto.
II. Son variedades de un elemento en el mismo estado físico.
III. Todos los elementos lo presentan.
IV. Presentan diferencias estructurales.

A) Sólo I B) I y II C) Sólo II
D) II y IV E) III y IV

11. ¿Qué diferencia existe entre una mezcla y un compuesto?

A) La primera es materia pura mientras que la otra es impura.
B) Las mezclas poseen composición constante.
C) Las mezclas se producen por combinación de sustancias.
D) Los componentes de la mezcla se separan por medios físicos, mientras que en los compuestos los procesos usados son químicos.
E) Sólo la primera se representa con una fórmula química.

12. ¿Qué tipo de propiedades es necesario conocer para identificar inequívocamente a una sustancia?

A) físicas B) químicas
C) extensivas
D) intensivas E) generales

13. La gasolina es una mezcla homogénea de hidrocarburos líquidos, cuyos componentes se podrían separar por un proceso físico denominado:

A) Destilación B) Evaporación
C) Centrifugación
D) Filtración E) Decantación

14. Respecto a los estados físicos de agregación de la materia, indicar verdadero (V) o falso (F):
I. Son tres estados principales que dependen de la predominancia de las fuerzas de atracción y repulsión.
II. Se consideran al líquido y gaseoso estados condensados.
II. El estado gaseoso es el de mayor fluidez.
IV. Los sólidos son cuerpos rígidos.

A) VFVV B) VFFV C) FFVV
D) VFVF E) FVVV

15. ¿Cómo se podría separar las siguientes mezclas?

I. Arena y agua
II. Aceite y agua
III. Sal y agua
IV. Suspensión de AgCl en agua
V. Solución acuosa de etanol

a. Decantación
b. Evaporación
c. Destilación
d. Filtración
e. Tamizado

A) Ic, IIa, IIIb, IVd, Vc
B) Ic, IIb, IIIa, IVd, Ve
C) Ib, IIa, IIIb, IVe, Vc
D) Id, IIa, IIIe, IVd, Vc
E) Ia, IIa, IIIb, IVd, Vc

16. Indicar la relación incorrecta para los siguientes procesos que representan cambios de estado.

A) Formación del hielo en el mar durante el invierno: solidificación.
B) Secado de la ropa: evaporación.
C) Conversión del vapor de agua de las nubes agua líquida: licuación.
D) Fundición de Hierro: fusión.
E) Conversión del CO_2 sólido (hielo seco) a CO_2 gas: sublimación.

17. ¿Qué cambio de estado ocurre por aumento de la temperatura?

A) Condensación B) Licuación
C) Deposición
D) Sublimación E) Solidificación

18. La formación del Hielo (escarcha) en las congeladoras a pesar de que no hay presencia de agua líquida se denomina proceso "frost", este se debe al cambio de estado:

A) Fusión B) Licuación
C) Deposición
D) Sublimación E) Condensación

19. Respecto al estado plasmático, indicar las afirmaciones correctas:

I. Corresponde al estado más abundante de la materia.
II. Representa un gas totalmente ionizado a muy altas temperaturas.
III. Se presenta de forma natural en el interior de las estrellas.
IV. Se logra llegar a este estado enfriando a muy bajas temperaturas a un sólido.

A) I y II B) Solo II C) II y IV
D) I, II y III E) III y IV

20. Respecto a las propiedades de la materia, indicar verdadero (V) o falso (F):

I. Las propiedades son cualidades que se emplean para reconocer los distintos tipos de materia.
II. La volatilidad de líquidos como la gasolina es una propiedad química.
III. La facilidad de oxidación del Zinc (oxidabilidad) frente a los ácidos es una propiedad intensiva.
IV. La densidad es una propiedad física, general e intensiva.

A) VFVV B) VFFV C) VFVF
D) FFVV E) FFFV

21. De la siguiente lista de propiedades, corresponde a una del tipo extensiva la alternativa:

A) Volatilidad.
B) Presión de vapor.
C) Calor absorbido durante la ebullición del agua.
D) Reducción de FeO a Fe.
E) Oxidación del Cobre.

22. ¿Qué alternativa representa una propiedad que no es física?

A) Punto de solidificación.
B) Cambios de estados de agregación.
C) Área superficial de un líquido.
D) Metabolismo de glucosa.
E) Viscosidad de los líquidos.

23. Las siguientes propiedades se refieren al elemento Yodo (I_2):

I. Es uno de los Halógenos menos reactivos, esto se verifica en la formación de óxidos.
II. Es soluble en alcohol formando el alcohol yodado.
III. La mezcla anterior presenta propiedades desinfectantes.
IV. Se sublima fácilmente produciendo un vapor violeta.

¿Cuántas propiedades son físicas?

A) I y II B) I y III C) II y IV
D) I, II y III E) Sólo IV

24. De la siguiente lista de propiedades. ¿Cuántos se consideran físicos?

I. Estado de agregación.
II. Corrosión.
III. Fuerza ácida.
IV. Electronegatividad.

A) 1 B) 2 C) 3
D) 4 E) 0

25. De la lista siguiente de propiedades. ¿Cuántas son aquellas cuyo valor no depende de la cantidad de material empleado?

I. Calor absorbido por el hierro antes de fundirse.
II. Maleabilidad.
III. Dilatación.
IV. Índice de acidez (pH) del agua.

A) 1 B) 2 C) 3
D) 4 E) 0

26. El grafito es una forma alotrópica del elemento carbono, presenta las siguientes propiedades:

I. Buen conductor eléctrico.
II. Blando, usado como lubricante.
III. Por oxidación forma el CO_2.
IV. Es un sólido covalente de elevado punto de fusión

¿Cuántas son propiedades físicas y químicas respectivamente?

A) 3 y 1 B) 2 y 2 C) 3 y 2
D) 4 y 0 E) 0 y 4

27. ¿Cuántas de las siguientes propiedades son intensivas: presión atmosférica, dimensiones de un sólido, dilatación del mercurio en un termómetro, toxicidad del Cloro (Cl_2), viscosidad del aceite, gravedad?

A) 1 B) 2 C) 3
D) 4 E) 5

28. En un laboratorio se analiza una muestra metálica para su identificación, obteniéndose las siguientes propiedades: un volumen pequeño posee una alta densidad, maleable de brillo característico, con baja reactividad frente a los ácidos, no se oxida al aire libre. ¿Cuántas propiedades intensivas se cuentan?

A) 1 B) 2 C) 3
D) 4 E) 5

29. La Lejía es una mezcla homogénea de agua y hipoclorito de sodio: es incoloro de olor cáustico, tóxico y de acción blanqueadora y desinfectante. ¿Cuántas de las propiedades subrayadas son físicas y químicas respectivamente?

A) 2 y 3 B) 3 y 2 C) 4 y 1
D) 1 y 4 E) 5 y 0

30. Representa un cambio físico la siguiente alternativa:

A) Explosión de fuegos artificiales.
B) Moldeado de un trozo de Hierro.
C) Fotosíntesis.
D) Impresión de una fotografía.
E) Preparación del vinagre a partir del vino.

31. De la siguiente lista de procesos, se considera un cambio químico, la alternativa:

A) Formación del rocío en las hojas de las plantas.
B) Derretimiento de los cascos polares.
C) Filtrado del agua por medio de la arena.
D) Enverdecimiento de un alambre de Cobre.
E) Obtención del gas licuado del petróleo (GLP).

32. Los gases: Hidrógeno (H_2) y Oxígeno (O_2) se mezclan en un recipiente vacío el cual se cierra herméticamente, luego una descarga eléctrica provoca la formación del agua (H_2O), este proceso representa:

A) Formación de una mezcla.
B) Cambio químico.
C) Cambio físico.
D) Cambio de estado.
E) Condensación de dichos gases.

33. De los siguientes sucesos. ¿Cuántos se pueden clasificar como químicos?
I. Formación del granizo.
II. Evaporación del agua de mar.
III. Putrefacción de los alimentos.
IV. Estiramiento de una barra de Hierro.

A) 1 B) 2 C) 3
D) 4 E) 0

34. De los procesos citados, representa un cambio químico:

A) Sublimación de la naftalina.
B) Evaporación del alcohol.
C) Coagulación de la sangre.
D) Secado del cabello húmedo.
E) Destilación del petróleo.

35. En relación al cloruro de Sodio (NaCl), indique verdadero (V) o falso (F) según corresponda:
I. Corresponde a un tipo de materia denominado mezcla homogénea.
II. Al disolverse en agua conduce la electricidad, esto corresponde a una propiedad química.
III. Se produjo de la combinación de los elementos sodio (Na) y Cloro (Cl_2).
IV. Al ser un compuesto químico, su composición es constante.

A) FFVV B) FVFV C) VVFF
D) FVVV E) FFFV

36. Los siguientes procesos se pueden identificar como fenómenos físicos (F) o químicos (Q):
I. El punto de fusión del NaCl es 801°C.
II. La digestión de los alimentos.
III. El secado de la ropa.
IV. La infección de una herida.

A) FQFQ B) FFQQ C) FQFF
D) QQFF E) QFQF

37. ¿Cuántos de los siguientes procesos representan fenómenos físicos:
I. Obtención del vino a partir del jugo de uva.
II. Desalinización del agua de mar.
III. Quema de los bosques.
IV. Transformación de la leche en yogurt.

A) Sólo I B) Sólo II C) Sólo III
D) I, II y III E) II y IV

38. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones describe una característica de los fenómenos físicos?
I. Se forma nuevas sustancias.
II. El cambio es solo superficial.
III. El material inicial no pierde su identidad.
IV. Se modifica su composición.

A) Sólo I B) I y II C) II y III
D) Sólo III E) III y IV

39. De los siguientes procesos ¿Cuál(es) representa(n) un cambio químico?
I. Volatilización de la gasolina.
II. Precipitación pluvial.
III. Formación de caries dental.
IV. Fundición del Hierro.

A) Sólo I B) II y III C) III y IV
D) Sólo III E) I y IV

40. Se somete el alcohol a los siguientes procesos:
I. Se disuelve en agua formando una mezcla homogénea.
II. Al ponerlo en contacto con una llama combustiona.
III. Al calentarlo se observa que ebulle a 78°C.
IV. Al agregar una pequeña cantidad sobre una herida se observa su poder desinfectante.

Identificar dichos procesos como físicos (F) o químicos (Q):

A) FQFQ B) FFQQ C) QFQF
D) QFFQ E) FFFQ

41. Respecto a la energía indicar verdadero (V) o falso (F) de las siguientes afirmaciones:

I. La energía representa la capacidad de la materia para generar trabajo.
II. Se le denomina también materia insustancial o enrarecida.
III. Esta formado por átomos, moléculas y/o iones.
IV. Se encuentra en estado plasmático.

A) VVFF B) FVFV C) VVVV
D) FVVF E) FFFV

42. En relación a una relatividad de la masa. ¿Qué afirmaciones son correctas?

I. Su valor se incrementa al aumentar su velocidad.
II. El hecho de incrementarse su valor indica la aparición de átomos adicionales.
III. Si viajase a la velocidad luz su masa se hace cero.

A) I y II B) II y III C) I y III
D) Sólo II E) Sólo I

43. Determine el equivalente a energía (en Joule) de una unidad de masa en el sistema internacional de unidades (S.I.):

A) $9{,}0 \cdot 10^{16}$ B) $9{,}0 \cdot 10^{10}$ C) $9{,}0 \cdot 10^{20}$
D) $9{,}0 \cdot 10^{18}$ E) $9{,}0 \cdot 10^{14}$

44. El positrón es la antipartícula de electrón, de masa idéntica pero de carga eléctrica contraria, al interactuar se aniquilan emitiendo 2 fotones de energía si sus espines son paralelos, esto debido a que a la totalidad de sus masas se convierten en energía. Determine la energía de cada fotón.
($m_e = 9{,}1 \cdot 10^{-28}$ g).

A) $5{,}19 \cdot 10^{-8}$ J B) $7{,}48 \cdot 10^{-14}$ J
C) $4{,}61 \cdot 10^{-12}$ J
D) $6{,}91 \cdot 10^{-10}$ J E) $8{,}19 \cdot 10^{-14}$ J

45. En un reactor nuclear de fisión donde participa un kilogramo de Uranio (U – 235), solo el 5% de esta masa de trasforma en energía. Hallar su equivalente en joule.

A) $8{,}1 \cdot 10^{15}$ J B) $4{,}4 \cdot 10^{12}$ J
C) $4{,}5 \cdot 10^{15}$ J
D) $7{,}9 \cdot 10^{10}$ J E) $1{,}1 \cdot 10^{14}$ J

46. Se dispone de 200g de una muestra de Plutonio (Pu – 239) el cual se somete a fisión nuclear, obteniéndose como resultado la liberación de $1{,}8 \cdot 10^{15}$ J. ¿A qué porcentaje de la masa inicial corresponde esta cantidad de energía?

A) 1% B) 10% C) 20%
D) 2% E) 50%

47. Se detecta un electrón en los rayos cósmicos proveniente del espacio exterior con una velocidad que es la mitad de la velocidad luz. Calcule su masa en ese instante.

A) $1{,}05 \cdot 10^{-30}$ kg B) $1{,}15 \cdot 10^{-28}$ kg
C) $1{,}25 \cdot 10^{-29}$ kg
D) $1{,}75 \cdot 10^{-31}$ kg E) $1{,}15 \cdot 10^{-30}$ kg

48. ¿En qué porcentaje se incrementa la masa de una partícula, si esta viaja a la cuarta parte de la velocidad luz?

A) 0,3% B) 3,3% C) 1,2%
D) 2,2% E) 0,1%

49. ¿A qué velocidad debe viajar una partícula respecto a la velocidad luz (C) para que se cumpla la relación: $\frac{m_f}{m_0} = \frac{4}{3}$?

A) 0,45C B) 0,75C C) 0,55C
D) 0,35C E) 0,67C

50. En un acelerador de partículas se lanza una muestra de iones cuya masa es de 10g alcanzando una velocidad de 3C/4. ¿En cuánto se incrementa su masa?

A) 10,2g B) 5,4g C) 8,75g
D) 6,57g E) 9.8g



Estructura Atómica Actual

OBJETIVOS

- Describir las partes de un sistema atómico y las partículas que la conforman.
- Interpretar la notación de un átomo.
- Diferenciar un ión de un átomo neutro.
- Diferenciar los tipos de núclidos en base a la notación simbólica y sus propiedades.

LOS QUARKS (Por Murray Gell-Mann), durante mucho tiempo se pensó que los compañeros del electrón en la lista de fermiones fundamentales serían únicamente el protón y el neutrón, los contribuyentes del núcleo atómico. Pero esto resultó ser falso: el neutrón y el protón no son elementales. También en otras ocasiones los físicos han descubierto que objetos que originalmente se creían fundamentales estaban compuestos de partes más simples. Las moléculas están formadas por átomos. Los átomos, pese a que su nombre procede de la palabra griega que significa "indivisible", están formadas por un núcleo con electrones en torno a él. Los núcleos están compuestos a su vez por protones y neutrones, como se comenzó a vislumbrar en 1 932 con el descubrimiento del neutrón. Ahora sabemos que protones y neutrones son también entidades compuestas: están formados por quarks. Los teóricos están ahora seguros de que los quarks son los análogos de los electrones. (Si los quarks resultan estar compuestos por entidades menores, cosa que hoy parece poco probable, entonces el electrón también tendría que estarlo).

En 1 963, cuando bauticé con el nombre de "quark" a los constituyentes elementales de los nucleones, partí de un sonido que no se escribía de esa forma, algo parecido a "cuorc". Entonces, en una de mis lecturas ocasionales de Finnegans Wake, de James Joyce, descubrí la palabra "quark" en la frase "Tres quarks para Muster Mark". Razoné, por tanto que tal vez una de las fuentes de la expresión "Tres quarks para Muster Mark" podría ser "Tres cuartos para Mister Mark" (cuatro en inglés es quart) en cuyo caso la pronunciación "cuorc" no estaría totalmente injustificada. En cualquier caso, el número tres encajaba perfectamente con el número de quarks presentes en la naturaleza.

La receta para elaborar un neutrón o un positrón a partir de quarks es, más o menos, "mezclar tres quarks". El protón está compuesto de dos quarks u [de up, "arriba"] y un quarks d [de down, "abajo"], mientras que el neutrón lo componen dos quarks y un quark u. Los quarks u y d poseen diferente carga eléctrica. En las mismas unidades en que el electrón tiene carga – 1, el protón tiene carga + 1 y el neutrón carga nula. En estas mismas unidades, el quark u tiene carga 2/3 y el quark d – 1/3. Si sumamos 2/3, 2/3 y – 1/3, obtenemos la carga del protón, + 1; y si sumamos – 1/3, 1/3 y 2/3, obtenemos 0, la carga del neutrón.

Se dice que u y de son diferentes "sabores" de quarks. Además del sabor, los quarks tienen otra propiedad aún más importante llamada "color", aunque no tiene que ver con los colores reales más que el sabor en este contexto con el sabor de un helado. Aunque el término "color" es más que nada un nombre gracioso, sirve también como metáfora. Hay tres colores, denominados rojo, verde y azul a semejanza de los tres colores básicos en una teoría simple de la visión humana del color (en el caso de la pintura, los tres colores primarios suelen ser el rojo, el amarillo y el azul, pero para mezclar luces en vez de pigmentos, el amarillo se sustituye por el verde). La receta para un neutrón o un protón consiste en tomar un quark de cada color, es decir, uno rojo, uno verde uno azul, de modo que la suma decolore anule, podemos decir metafóricamente que el neutrón y el protón son blancos.

ESTRUCTURA ATÓMICA ACTUAL

INTRODUCCIÓN

Cuando vemos que la sal de mesa es quebradiza y se disuelve en el agua, el oro conduce la electricidad y puede trabajarse para formar láminas delgadas, y la nitroglicerina es explosiva, estamos haciendo observaciones en el mundo macroscópico, el mundo de nuestros sentidos.

La química busca entender y explicar estas propiedades en el mundo submicroscópico, el mundo de los átomos y las moléculas. La parte submicroscópica de la materia es la base para entender por qué los elementos y compuestos reaccionan como lo hacen y por qué exhiben propiedades físicas y químicas específicas. En este capítulo, comenzaremos a explorar el fascinante mundo de los átomos, examinaremos la estructura básica del átomo, la formación de iones y los diferentes tipos de núclido que existen.

Las explicaciones de este capítulo sentaran las bases para explorar la química más a fondo en capítulos posteriores.

CONCEPTO ACTUAL DEL ÁTOMO

El átomo es la partícula más pequeña de un elemento que conserva las propiedades químicas de dicho elemento e imposible de dividir por medio de reacciones químicas.

Desde un punto de vista moderno, es un sistema dinámico, energético en equilibrio, formado por dos partes:

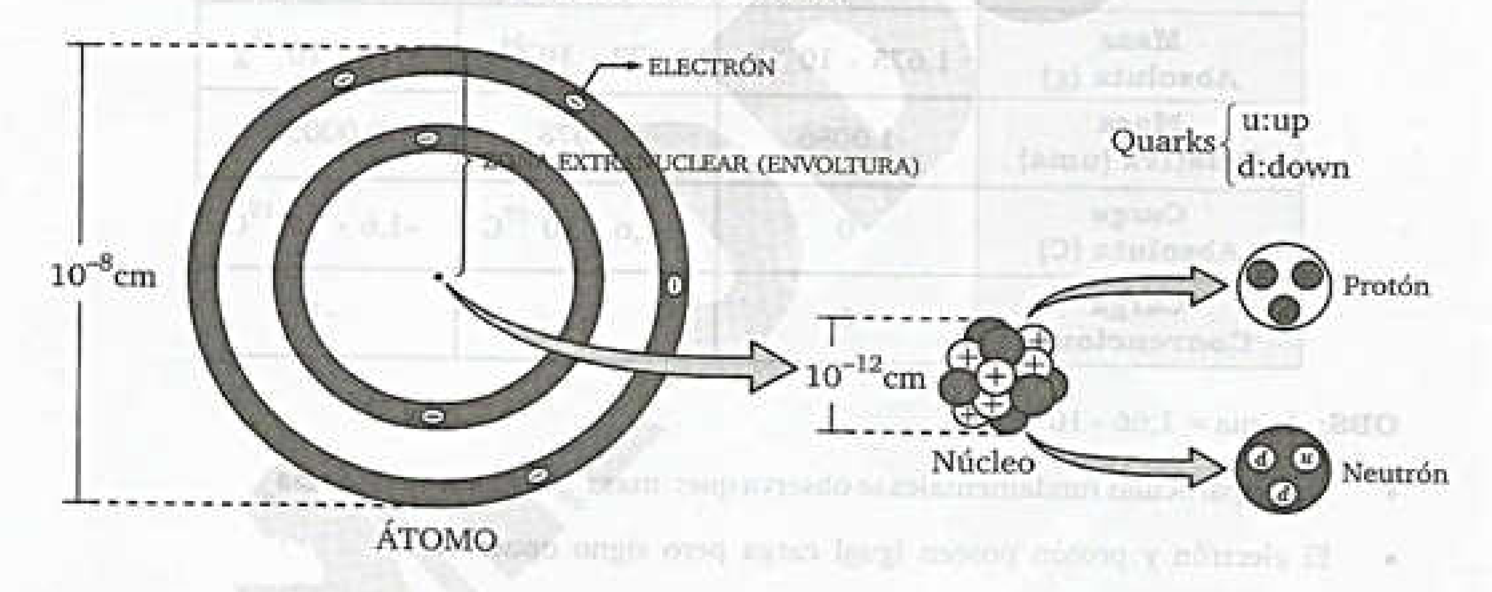
NÚCLEO ATÓMICO	ZONA EXTRANUCLEAR
* Concentra casi toda la masa del núcleo. Mayor densidad. * Posee carga positiva debido a los protones. * Existen alrededor de 200 partículas como: protones, neutrones, gluones, kaones, etc. * Determina la masa del átomo.	* Casi hueca, menor densidad. * Posee carga negativa debido a los electrones. * Solo se encuentra el electrón el cual presenta tres movimientos: – Traslación – Rotación – Vibración * Determina el volumen o tamaño del átomo.
Según Rutherford : Tamaño del átomo = 10000 tamaño del núcleo.	

Figura 1: Se tiene una manzana que puede ser fragmentada en trozos pequeños por medios mecánicos y luego se divide mediante procesos físicos en moléculas (sacarosa, celulosa, ...) dichas moléculas se pueden dividir mediante procesos químicos en átomos (carbono, hidrógeno, oxigeno) y estos átomos contiene partículas subatómicas (protón, neutrón, pión, muon, ...)



La molécula de sacarosa es la más abundante en la manzana y esta formada por átomos de carbono, hidrógeno y oxígeno.

Figura 2: Tenemos el átomo de carbono donde se observa el núcleo, la envoltura y las partículas subatómicas fundamentales.



- Presenta 12 nucleones fundamentales (protones + neutrones) y 6 electrones, en total 18 partículas subatómicas fundamentales.

- Se debe tener en cuenta que en todo átomo, de cualquier elemento químico se cumple:

$$\# \text{ protones } (+) = \# \text{ electrones } (-)$$

Átomo neutro

- El núcleo es extremadamente pequeño respecto al tamaño del átomo:

$$\frac{\text{Diámetro átomo}}{\text{Diámetro núcleo}} = \frac{10^{-8}\text{cm}}{10^{-12}\text{cm}}$$

$$\text{Diámetro átomo} = 10\,000 \text{ Diámetro núcleo}$$



NOTA

Todos los protones, neutrones y electrones son iguales para todos los átomos.

PARTÍCULAS SUBATÓMICAS FUNDAMENTALES

Son aquellas partículas que en general se encuentran presentes en cualquier átomo estos son los protones, neutrones y electrones. El conocimiento de sus propiedades, características y la forma como interactuan estas partículas es importante para comprender las propiedades de la materia.

Características de las partículas fundamentales:

PARTÍCULAS	NEUTRÓN	PROTÓN	ELECTRÓN
Símbolo	$n^0\left({}^0_1n\right)$	$p^+\left({}^1_1H^+\right)$	$e^-\left({}^{\ 0}_{-1}e\right)$
Descubridor	Chadwick (1932)	Rutherford (1919)	Thompson (1897)
Masa Absoluta (g)	$1{,}675 \cdot 10^{-24}$g	$1{,}672 \cdot 10^{-24}$g	$9{,}11 \cdot 10^{-28}$g
Masa Relativa (uma)	1,0086	1,0078	0,00055
Carga Absoluta (C)	0	$+1{,}6 \cdot 10^{-19}$C	$-1{,}6 \cdot 10^{-19}$C
Carga Convencional	0	+1	–1

OBS: 1 uma = $1{,}66 \cdot 10^{-24}$ g

- De las partículas fundamentales se observa que: $masa_{n^0} \cong masa_{p^+} > masa_{e^-}$
- El electrón y protón poseen igual carga pero signo opuesto.

OTRAS PARTÍCULAS SUBATÓMICAS

- **MESONES π**

También llamado pion, partícula responsable de la cohesión del núcleo. Cada mesón está formado por 2 quarks (un quark y un antiquark). Existen tres variedades de mesones π estos son de carga positiva, negativa y neutra.

- **QUARK**

Partícula elemental constituyente de todos los hadrones, tienen carga eléctrica fraccionaria. En la actualidad se conoce la existencia de 6 tipos de quark: up (arriba), down (abajo), strange (extraño), charm (encanto), top (alto o cima) y bottom (fondo).



Arriba

d
Abajo



Encanto

s
Extraño



Fondo



Cima



Un protón está formado por 3 quarks (2 quarks "up" y 1 quark "down")

Protón

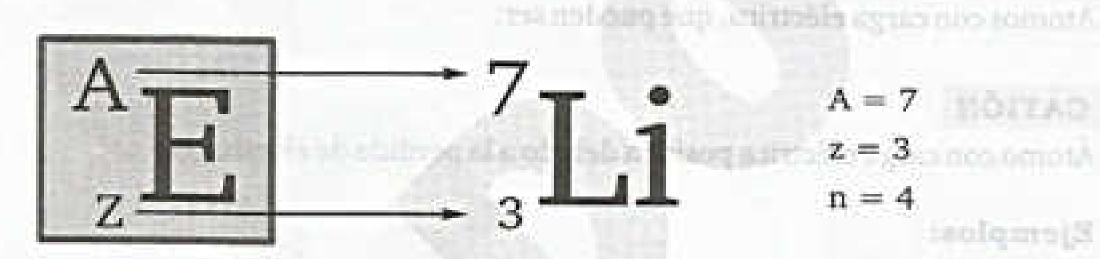


Un neutrón está formado por 3 quarks (2 quarks "down" y 1 quark "up")

Neutrón

* Cargas de los quarks: up (arriba): +2/3; down (abajo: –1/3

REPRESENTACIÓN DEL NÚCLEO DE UN ELEMENTO QUÍMICO (NÚCLIDO)



A = 7
z = 3
n = 4

Donde:

E : Símbolo del elemento
Z : Número atómico, N° de protones, carga nuclear de cada átomo
A : Número de masa, nucleones fundamentales de un átomo.

• NÚMERO ATÓMICO (Z)

Su valor es único y propio de cada elemento.

$$Z = \#p^+$$



• NÚMERO DE MASA (A)

$$A = \#p^+ + \#n^0$$
$$A = Z + n$$

⇨ $n = A - Z$

• PARA UN ÁTOMO NEUTRO

Se cumple: $\#p^+ = \#e^- = Z$

Algunos núclidos relacionado A, Z para sus átomos neutros:

ÁTOMO	A	Z	#p	#e	n
$^{14}_{7}N$	14	7	7	7	7
$^{27}_{13}Al$	27	13	13	13	14
$^{39}_{19}K$	39	19	19	19	20
$^{60}_{30}Zn$	60	30	30	30	30

IONES ATÓMICOS

Átomos con carga eléctrica, que pueden ser:

• CATIÓN

Átomo con carga eléctrica positiva debido a la pérdida de electrones.

Ejemplos:

$^{11}_{5}B^{+3}$ $\quad \#p^+ = 5 \quad \#e^- = 5-3=2 \quad \#n^0 = 6$

$^{23}_{11}Na^{+}$ $\quad \#p^+ = 11 \quad \#e^- = 11-1=10 \quad \#n^0 = 12$

$^{40}_{20}Ca^{+2}$ $\quad \#p^+ = 20 \quad \#e^- = 18 \quad \#n^0 = 20$

• ANIÓN

Átomo con carga eléctrica negativa debido a la ganancia de electrones.

Ejemplos:

$^{16}_{8}O^{-2}$ $\quad \#p^+ = 8 \quad \#e^- = 8+2=10 \quad \#n^0 = 8$

$^{31}_{15}P^{-3}$ $\quad \#p^+ = 15 \quad \#e^- = 15+3=18 \quad \#n^0 = 16$

$^{80}_{35}Br^{-}$ $\quad \#p^+ = 35 \quad \#e^- = 36 \quad \#n^0 = 45$

TIPOS DE NÚCLIDOS

• ISÓTOPOS O HÍLIDOS

Son núclidos que pertenecen a un mismo elemento químico, por esta razón poseen igual número atómico (Z) pero diferente número de masa y diferente número de neutrones, sus propiedades químicas son similares pero sus propiedades físicas son diferentes. La mayor parte de los elementos químicos se presentan en la naturaleza como una mezcla de dos o más isótopos.

Ejemplo:

$^{1}_{1}H$	$^{2}_{1}H$	$^{3}_{1}H$
Protio	Deuterio	Tritio

• ISÓBAROS

Núclidos que pertenecen a diferentes elementos químicos, poseen igual número de masa (A), diferente número atómico y diferente número de neutrones. Son núclidos con propiedades físicas y químicas diferentes.

Ejemplo:

$^{36}_{16}S$ $^{36}_{18}Ar$ $^{70}_{30}Zn$ $^{70}_{32}Ge$

• ISÓTONOS

Núclidos que pertenecen a diferentes elementos químicos, poseen igual número de neutrones, diferente número atómico y diferente número de masa. Son núclidos con propiedades físicas y químicas diferentes.

Ejemplo:


$^{25}_{11}Na$ $^{28}_{14}Si$


$^{48}_{20}Ca$ $^{52}_{24}Cr$

EJERCICIOS DE APLICACIÓN



1. Indique la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:
   I. El átomo es la mínima unidad química de la materia por lo que ya no se puede dividir.
   II. El núcleo atómico está constituidos por protones y electrones.
   III. El número de nucleones nos indica la cantidad total de protones y neutrones presentes en el núcleo.

   Rpta.: ....

2. Para las partículas fundamentales identifique las afirmaciones correctas:
   I. La partícula de mayor masa es el electrón.
   II. El núcleo atómico es de carga eléctrica positiva debido a la presencia de los protones.
   III. El neutrón no posee carga eléctrica.

   Rpta.: ....

3. La notación del núcleo del átomo neutro de la plata es: ${}^{108}_{47}Ag$. Indique la cantidad total de partículas fundamentales que posee.

   Rpta.: ....

4. Indique la suma de los electrones del catión trivalente del cobalto (Z=27) y del anión divalente del selenio (Z=34).

   Rpta.: ....

5. La suma de los electrones de los siguientes iones: X^{2+} y Y^{2-} es 42. Halle la suma de sus números de protones.

   Rpta.: ....

6. La notación del anión trivalente del fósforo es ${}^{31}_{15}P^{3-}$. ¿Qué le debería ocurrir al átomo neutro del calcio (Z=20) para que sea isoelectrónico con el anión del fósforo?

   Rpta.: ....

7. Los átomos de titanio (Z=22) se ionizan por acción del calor perdiendo 2 electrones por átomo. Halle la carga absoluta de la zona extranuclear de los cationes formados.

   Rpta.: ....

8. Identifique la relación correcta respecto a los siguientes términos:
   I. Isótopos
   II. Isóbaros
   III. Isótonos
   a. Átomos con igual número de nucleones.
   b. Átomos con igual número de neutrones.
   c. Átomos con igual carga nuclear.

   Rpta.: ....

9. La suma de los números de masa de dos isóbaros es 80, si uno de los isobaros posee 22 neutrones. ¿Cuántos electrones tendrá su catión divalente?

   Rpta.: ....

10. La suma de los números de masa y los números atómicos de dos isótonos son 70 y 30 respectivamente. Halle el número de neutrones que poseen en común.

    Rpta.: ....

PROBLEMAS RESUELTOS

PROBLEMA 1 Indicar verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

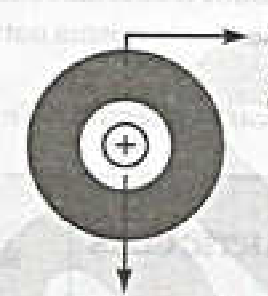
I. El átomo posee una zona extra nuclear que define su tamaño.

II. El núcleo atómico es muy pequeño con respecto al tamaño del átomo, además es macizo y compacto.

III. Los electrones se desplazan a gran velocidad y son las partículas fundamentales más pesadas.

A) VFF B) FVV C) VVF
D) FVF E) FFV

Resolución: I. VERDADERO : El átomo presenta la siguiente estructura



II. FALSO : El núcleo atómico, debido a que posee gran masa y ocupa un volumen muy pequeño respecto a todo el átomo posee nucleones (protones y neutrones básicamente) que se mantienen unidos mediante la fuerza natural más grande que se conoce, la fuerza fuerte.

III. FALSO : Masa de las partículas fundamentales

PARTÍCULAS	MASA	
Electrón (e^-)	$9,1 \times 10^{-28}$ g	0,00055 UMA
Protón (p^+)	$1,673 \times 10^{-28}$ g	1,0073 UMA
Neutrón (n^0)	$1,675 \times 10^{-28}$ g	1,0087 UMA

UMA: Unidad de Masa Atómica

El electrón es la partícula fundamental más ligera.

$$masa_{n^0} > masa_{p^+} > masa_{e^-}$$

∴ CLAVE: A

PROBLEMA 2 Indique verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

I. En el modelo atómico actual se puede conocer la posición del electrón y su momento simultáneamente.

II. En el átomo de hidrógeno la masa de un protón es menor que la del protón del núcleo de un átomo de oxígeno.

III. La carga absoluta de un electrón es $-1{,}6 \times 10^{-19}$ C.

A) VVF B) FFV C) FVV
D) FVF E) VFV

Resolución:

I. FALSO : En el modelo atómico actual el principio de incertidumbre, establece que es imposible conocer con exactitud la posición y el momento del electrón de forma simultánea.

II. FALSO : En todos los átomos sus partículas constituyentes (p^+, n^0, e^-) presentan la misma naturaleza.

III. VERDADERO : Las cargas eléctricas de las partículas fundamentales es:

PARTÍCULAS	CARGA RELATIVA	CARGA ABSOLUTA
Electrón (e^-)	– 1	$-1{,}6 \times 10^{-19}$ C
Neutrón (n^0)	0	0 C
Protón (p^+)	+1	$+1{,}6 \times 10^{-19}$ C

C: Coulomb

∴ CLAVE: B

PROBLEMA 3 ¿Cuáles de las siguientes proposiciones son correctas?

I. El átomo es eléctricamente neutro.

II. Para todos los núclidos de los elementos químicos el número de masa (A) es mayor que el número atómico (Z).

III. El neutrón es la partícula inestable fuera del sistema atómico.

A) Sólo II B) Sólo III C) I y II
D) I y III E) II y III

Resolución:

I. CORRECTO : Todo átomo en su estado basal o normal es eléctricamente neutro, ya que:

$$\# p^+ = \# e^-$$

II. INCORRECTO : En todo átomo se cumple:

$$\boxed{A = Z + n} \; ; \; A > Z$$

Pero existe una excepción que es para el isótopo del hidrógeno: Protio

^1_1H ; $A = Z$ Porque este átomo carece de neutrones.

III. CORRECTO : El neutrón se desintegra en protón, electrón y antineutrino ($\bar{v}$) fuera del átomo luego de 1000 segundos.

$$\boxed{n^0 \rightarrow p^+ + e^- + \bar{v}}$$

∴ CLAVE: D

PROBLEMA 4 En un átomo neutro el número de masa es 80 y el número de neutrones es 10 unidades más que el número de electrones. Halle la carga nuclear del átomo.

A) 28 B) 35 C) 42
D) 37 E) 40

Resolución: En cierto átomo (E) se cumple:

$$^{80}_{Z}E$$

Átomo neutro: $Z = \#e$

Nos piden: Z (carga nuclear)

Sabemos: $A = Z + n$ ⇨ $n = A - Z$

Además por dato del problema:
$n = Z + 10$

Luego reemplazamos:
$$\underbrace{80 - Z}_{n} = Z + 10$$
$$70 = 2Z$$
⇨ $Z = 35$

∴ CLAVE: B



A todo el público en general:

El Proyecto Modo Scan+100 2.0, nace de una idea del **Team Calapenshko**, el cual es difundir todo aquel texto inédito que no esté circulando en la red.

Nuestro Grupo Calapenshko hace el mejor esfuerzo para digitalizar este libro, y así usted estimado lector pueda obtener la mejor experiencia que toda persona desea al abrir un libro.

Este proyecto llega gracias a las **donaciones que se pudo obtener de 100 personas** comprometidas con el proyecto **MODO SCAN+100 2.0**.

Este libro no debe ser prostituito monetariamente, este libro no debe ser coleccionado, este libro debe ser destruido analíticamente, así que te invito a leerlo.

No pagues por este libro de **circulación gratuita**, búscalo en la red.

Atentamente, el GRUPO CALAPENSHKO

02 de setiembre del 2020



PROBLEMA 5 En cierto átomo la diferencia de neutrones y protones es 2, además la relación de neutrones y electrones es de 9 a 8. Determine la carga nuclear absoluta del átomo.

A) $+2{,}88\times10^{-18}$ C B) $+2{,}56\times10^{-18}$ C C) $+1{,}6\times10^{-18}$ C
D) $+3{,}2\times10^{-18}$ C E) $+2{,}4\times10^{-18}$ C

Resolución: En un átomo se cumple:

$$n - Z = 2 \quad ....(1)$$



La relación de neutrones y protones es:

$$\frac{n}{Z}=\frac{9k}{8k} \Rightarrow n = 9k\,;\ Z = 8k$$

Reemplazando en (1)

$$n - Z = 2 \Rightarrow 9k - 8k = 2 \Rightarrow k = 2$$

Luego su número atómico (Z) es:

$$Z = 8k \Rightarrow Z = 16$$

Nos piden determinar la carga nuclear absoluta:

$$Q_N = \underbrace{\#p^+}_{Z} \times q_{p^+}$$

$$Q_N = 16 \times +1{,}6\times10^{-19}\,C$$

$$Q_N = +2{,}56\times10^{-18}\,C$$

∴ CLAVE: B

PROBLEMA 6 Se tiene un átomo donde el número de neutrones exceso en 4 al número de protones. Indique el número de partículas fundamentales sabiendo que el átomo posee 56 nucleones.

A) 58 B) 86 C) 72
D) 80 E) 82

Resolución: En cierto átomo (E) se cumple:

$$^{56}_{Z}E$$

Además: $n - Z = 4 \quad ....(1)$

Nos piden las partículas fundamentales: $p^+ + n^0 + e^-$

Sabemos: $A = Z + n \Rightarrow n = A - Z$

En (1): $\underbrace{56 - Z}_{n} - Z = 4$

$52 = 2Z$

$Z = 26 = \#p^+ \Rightarrow n = 30$

Átomo neutro: $\#p^+ = e^- = Z \Rightarrow \#e^- = 26$

Partículas fundamentales:

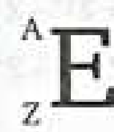
$26 + 30 + 26 = 82$

$\therefore$ CLAVE: E

PROBLEMA 7 Identifique al átomo neutro que presenta 21 neutrones y tiene una carga en la zona extranuclear de $-3,04 \times 10^{-18}$ C

A) $^{40}_{20}Ca$ B) $^{36}_{18}Ar$ C) $^{39}_{19}K$
D) $^{40}_{19}K$ E) $^{40}_{18}Ar$

Resolución: Un átomo (E) es neutro: $\#p^+ = \#e^- = Z$



Donde: $A = Z + n$ ....(1)

Además por dato del problema:

$n = 21$; $Qe^- = -3,04 \times 10^{-18}$ C

Sabemos: $Qe^- = \#e^- \times qe^-$

$-3,04 \times 10^{-18}\text{ C} = \#e^- \times -1,6 \times 10^{-19}\text{ C}$

En (1): $\#e^- = 19 = Z$

$A = 19 + 21 = 40$

$\Rightarrow$ El átomo con Z = 19 y A = 40 es: $^{40}_{19}K$

$\therefore$ CLAVE: D

PROBLEMA 8 En un átomo la diferencia de cuadrados del número de masa y número atómico es 160, además la diferencia de neutrones y protones es 2. Indique el número de quarks "arriba" que existe en el número de protones.

A) 2 B) 6 C) 8
D) 10 E) 12

Resolución: En un átomo (E) se observa:

$$\text{Número de masa} \leftarrow A \quad {}^{A}_{Z}\mathrm{E} \quad \text{Número atómico} \leftarrow Z$$

Donde: $A = Z + n$

Datos del problema: $A^2 - Z^2 = 160$ ....(1)

$$n - Z = 2$$

$$n = Z + 2 \quad \text{..........(2)}$$

En (1): $A^2 - Z^2 = 160$

$$(Z + n)^2 - Z = 160$$

$$(Z + \underbrace{Z + 2}_{n})^2 - Z^2 = 160$$

$$(2Z + 2)^2 - Z^2 = 160$$

$$4Z^2 + 8Z + 4 - Z^2 = 160$$

$$\Rightarrow 3Z^2 + 8Z - 156 = 0$$

$$3Z \quad 26 \rightarrow Z = -\frac{26}{3}$$

$$Z \quad -6 \rightarrow Z = 6 \ \checkmark$$

Nos piden determinar el número de quarks que existe en el número de protones.

Sabemos: $1p^+ \xrightarrow{\text{Posee}} 2u$ (quarks arriba)

$$Z = 6p^+ \longrightarrow x$$

$$x = 12$$

⇨ Existe 12 Quarks arriba en 6 protones.

∴ CLAVE: E

PROBLEMA 9 Para la siguiente especie iónica: $^{56}_{26}Fe^{+3}$, señale lo incorrecto:

A) Es un catión trivalente.
B) Presenta 23 electrones en la zona extranuclear.
C) Su carga nuclear es 26.
D) En su núcleo hay 26 protones y neutrones.
E) Presenta 78 partículas fundamentales.

Resolución: En el catión trivalente: $^{56}_{26}Fe^{+3}$

Se observa: $Z = 26$; $A = 56$

$n = 56 - 26 \Rightarrow 30 = n$

$\#e^- = 26 - 3 \Rightarrow \#e^- = 23$



En total las partículas fundamentales son:

$26p^+ + 30n^0 + 23e^- = 79$

$\therefore$ CLAVE: E

PROBLEMA 10 Se tiene un anión divalente donde hay 12 neutrones más que el número de protones, además el número de nucleones es proporcional al número de electrones como 20 es a 9. Hallar la carga nuclear.

A) 32 B) 34 C) 36
D) 42 E) 40

Resolución: Un anión divalente:



Posee: $A = Z + n$; $\#e = Z + 2$

Según dato del problema:

$n = Z + 12$ ....(1)

$\frac{A}{\#e} = \frac{20}{9}$ ....(2)

En (2) ponemos la ecuación en función del número atómico:

$\frac{Z+n}{Z+2} = \frac{20}{9} \Rightarrow \frac{Z+Z+12}{Z+2} = \frac{20}{9}$

$Z = 34$

$\therefore$ CLAVE: B

PROBLEMA 11 En cierto átomo neutro se cumple que el número de neutrones es proporcional al número de electrones como 7 es a 6. Si posee 52 nucleones fundamentales, indique el número de electrones que posee su catión divalente.

A) 24 B) 26 C) 28
D) 22 E) 30

Resolución: Cierto átomo neutro (E) se cumple:

$$^{52}_{Z}X$$

Donde: $A = Z + n$

$\#p^+ = \#e^- = Z$

Además por dato del problema:

- $\dfrac{n}{\#e^-} = \dfrac{7}{6} \Rightarrow \dfrac{n}{Z} = \dfrac{7k}{6k}$ } Relacionando $\#n^0$ y $\#p^+$
- $A = Z + n \Rightarrow 52 = 7k + 6k$
  $k = 4$

Luego su número atómico (Z) es:

$Z = 6k \Rightarrow Z = 24$

Nos piden el número de electrones del catión divalente del átomo

$$_{24}X^{+2} \qquad \#e = 24 - 2 \Rightarrow \#e = 22$$

∴ CLAVE: D

PROBLEMA 12 La carga absoluta de la zona extranuclear de un anión divalente es $-5,76 \times 10^{-18}$ C. ¿Cuál es su carga nuclear?

A) 22 B) 34 C) 38
D) 40 E) 28

Resolución: Se tiene un anión divalente:

$$_{Z}X^{-2}$$

Posee: $\#e = Z + 2$

$Qe^- = -5,76 \times 10^{-18}$ C

Nos piden: Carga nuclear (Z)

Sabemos: $Qe^- = \#e^- \times qe^-$

$$-5{,}76 \times 10^{-18}\,C = (Z+2) \times -1{,}6 \times 10^{-19}\,C$$

$$Z+2 = \frac{-5{,}76 \times 10^{-18}C}{-1{,}6 \times 10^{-19}C}$$

$$Z+2 = 36 \;\Rightarrow\; Z = 34$$

∴ CLAVE: B

PROBLEMA 13 Un átomo tiene 30 neutrones y el número de masa de su catión divalente excede en cuatro unidades al doble de su número atómico. ¿Cuál es la magnitud de la carga absoluta de la zona extranuclear para el catión trivalente de dicho átomo?

A) $-2{,}9 \times 10^{-18}$ C B) $-3{,}2 \times 10^{-17}$ C C) $-1{,}45 \times 10^{-16}$ C
D) $-1{,}6 \times 10^{-19}$ C E) $-3{,}68 \times 10^{-18}$ C

Resolución: Un átomo de 30 neutrones forma un catión divalente.

$${}^{A}_{Z}X^{+2}$$

Por dato del problema se cumple:

$$A - 2Z = 4$$

Sabemos: $A = Z + n$

$$Z + \underbrace{n}_{30} - 2Z = 4 \;\Rightarrow\; Z = 26$$

Nos piden la carga eléctrica absoluta de todos los electrones de su catión trivalente

$${}_{26}X^{+3}$$



$$Qe^- = \#e^- \times qe^-$$

$$\#e = 26 - 3 = 23$$

$$\Rightarrow Qe^- = 23 \times -1{,}6 \times 10^{-19}\,C$$

$$Qe^- = -36{,}8 \times 10^{-19}\,C$$

$$Qe^- = -3{,}68 \times 10^{-18}\,C$$

∴ CLAVE: E

A todo el público en general:

El Proyecto Modo Scan+100 2.0, nace de una idea del
Team Calapenshko,
el cual es difundir todo aquel texto inédito que no esté circulando en la red.

Nuestro Grupo Calapenshko hace el mejor esfuerzo para digitalizar este libro, y así usted estimado lector pueda obtener la mejor experiencia que toda persona desea al abrir un libro.

Este proyecto llega gracias a las **donaciones que se pudo obtener de 100 personas** comprometidas con el proyecto **MODO SCAN+100 2.0**.

Este libro no debe ser prostituito monetariamente, este libro no debe ser coleccionado, este libro debe ser destruido analíticamente, así que te invito a leerlo.

No pagues por este libro de **circulación gratuita**,
búscalo en la red.

Atentamente, el GRUPO CALAPENSHKO

02 de setiembre del 2020



PROBLEMA 14 Un catión divalente cuya carga nuclear es 38 además contiene igual número de electrones que un anión trivalente, si en este último ión la diferencia de neutrones y protones es 2. ¿Cuál es su número másico?

A) 64 B) 72 C) 70
D) 68 E) 66

Resolución: Un catión divalente (Z = 38) presenta la misma cantidad de electrones que un anión trivalente.

$$_{38}X^{+2} \qquad _{Z}Y^{-3}$$

$$\#e\,x^{+2} = \#e\,y^{-3}$$
$$38-2 = Z+3 \Rightarrow Z = 33$$

En el anión: $^{A}_{33}Y^{-3}$



Por dato:
$$n - Z = 2$$
$$n - 33 = 2 \Rightarrow n = 35$$

Nos piden:
$$A = Z + n$$
$$A = 33 + 35 \Rightarrow A = 68$$

∴ CLAVE: D

PROBLEMA 15 Respecto a los tipos de nuclidos, indique verdadero (V) o falso (F):

I. Los isótopos presentan propiedades químicas similares.
II. Los isótonos poseen diferentes propiedades químicas.
III. Es posible obtener un isótopo artificial de cualquier elemento químico.

A) VVV B) VFV C) FVV
D) VVF E) FFV

Resolución:

I. VERDADERO : Los siguientes tipos de agua:

H_2O D_2O

Contienen a los isótopos de hidrógeno: Protio (H) y Deuterio (D) por lo que químicamente son similares, pero sus propiedades físicas como la densidad son diferentes.

II. VERDADERO : Por que los isótonos son átomos que pertenecen a elementos químicos diferentes; por lo tanto, sus propiedades químicas y físicas son diferentes.

III. VERDADERO : Porque mediante un proceso nuclear, un isótopo estable se convierte en un isótopo artificial de otro elemento.

Por ejemplo:

$$^{14}_{7}N + ^{4}_{2}He \rightarrow ^{17}_{8}O + ^{1}_{1}H$$

∴ CLAVE: A

PROBLEMA 16 Un anión trivalente es isoelectrónico con un catión divalente, este último es isóbaro con el Ar – 40 y a la vez es isótono con Cl – 37 (Z = 17). Determine la carga nuclear del primer ión.

A) 14 B) 15 C) 16
D) 17 E) 18

Resolución: Se tiene como datos del problema:

$$_{Z}X^{-3} \xrightarrow{\text{isoelectrónico}} {}^{A}_{Z'}Y^{+2} \begin{cases} \xrightarrow{\text{isóbaro}} {}^{40}Ar \\ \xrightarrow{\text{isótono}} {}^{37}_{17}Cl \end{cases}$$

Nos piden: Z

Condición isóbaro: $A_y = A_{Ar} \Rightarrow A_y = 40$

Condición isótono: $n_y = n_{Cl} \Rightarrow A_y - Z' = 37 - 17$

$40 - Z' = 20$

$Z' = 20$

Condición isoelectrónico:

$$\#e\,x^{-3} = \#e\,y^{+2}$$
$$Z + 3 = Z' - 2$$
$$Z + 3 = 20 - 2$$
$$Z = 15$$

∴ CLAVE: B

PROBLEMA 17 Un átomo tiene un número de masa que es el doble del número atómico, más dos unidades y dicho átomo es isótono con el átomo de Ar – 40 (Z = 18). Determine la carga nuclear absoluta de dicho átomo.

A) $+3,2\times10^{-19}C$ B) $+2,88\times10^{-18}C$ C) $+6,4\times10^{-18}C$
D) $+7,2\times10^{-18}C$ E) $+3,2\times10^{-18}C$

Resolución: Cierto átomo (E) es isótono con el núclido ${}^{40}_{18}Ar$

$${}^{A}_{Z}E \xrightarrow{\text{isótono}} {}^{40}_{18}Ar$$

$$n_E = n_{Ar} \Rightarrow n_E = 40 - 18$$
$$n_E = 22$$

Además se tiene como dato adicional:

$$\underbrace{A}_{Z + n_E} = 2Z + 2 \Rightarrow Z + 22 = 2Z + 2$$
$$Z = 20$$

Nos piden determinar: Carga nuclear absoluta (Q_N)

$$Q_N = \underbrace{\#p^+}_{Z} \times q\,p^+$$

$$Q_N = 20 \times 1{,}6 \times 10^{-19}C$$

$$Q_N = +32 \times 10^{-19}C$$

$$Q_N = +3{,}2 \times 10^{-18}C$$



∴ CLAVE: E

PROBLEMA 18 Un catión tetravalente posee una carga nuclear absoluta de $+4 \times 10^{-18}C$ y es isóbaro con un isótopo del hierro (Fe); Z = 26, el cual presenta 29 neutrones. Determine el número de partículas fundamentales que posee el catión.

A) 55 B) 70 C) 80
D) 76 E) 82

Resolución: Un catión tetravalente:

$${}^{A}_{Z}X^{+4}$$

Posee una carga nuclear absoluta de:

$$4 \times 10^{-18}C$$

Sabemos: $$Q_N = \underbrace{\#p^+}_{Z} \times q\,p^+$$

$$4 \times 10^{-18}C = Z \times 1{,}6 \times 10^{-19}C$$
$$Z = 25$$

Además dicho catión del átomo "X" es isóbaro con el hierro.

$$ {}^{A}_{25}X^{+4} \xrightarrow{\text{isóbaro}} {}^{A}_{26}Fe $$

Dato: $n = 29$ ⇨ $A = 26 + 29$
$A = 55$

Nos piden el número de partículas fundamentales (p + n + e) del catión tetravalente:

$$ {}^{55}_{25}X^{+4} $$

$\#p^{+} = 25$; $\#n^{0} = 30$; $\#e^{-} = 21$

Las partículas fundamentales son:

$25 + 30 + 21 = 76$

∴ CLAVE: D

PROBLEMA 19 Hallar la carga nuclear absoluta de uno de los 3 isótopos de un elemento, para los cuales la suma de sus números másicos es 39 y el promedio de sus respectivos números de neutrones es 7.

A) $+9{,}6 \times 10^{-19}$C B) $+3{,}2 \times 10^{-19}$C C) $+2{,}88 \times 10^{-19}$C
D) $+8 \times 10^{-19}$C E) $+6{,}4 \times 10^{-19}$C

Resolución: Sean los 3 isótopos de un elemento:

$$ {}^{A_1}_{Z}X \quad {}^{A_2}_{Z}X \quad {}^{A_3}_{Z}X $$

Según los datos del problema tenemos:

$$ A_1 + A_2 + A_3 = 39 \quad ....(1) $$

$$ \frac{n_1 + n_2 + n_3}{3} = 7 \quad ....(2) $$

En (2): $n_1 + n_2 + n_3 = 21$

Reemplazando en (1):

$$ (Z + n_1) + (Z + n_2) + (Z + n_3) = 39 $$
$$ 3Z + 21 = 39 $$
$$ Z = 6 $$

Nos piden la carga nuclear absoluta de un isótopo:

$$Q_N = \underbrace{\#p^+}_{Z} \times q p^+$$

$$Q_N = 6 \times 1{,}6 \times 10^{-19} C$$

$$Q_N = +9{,}6 \times 10^{-19} C$$

∴ CLAVE: A



PROBLEMA 20 Se tiene 2 isótonos donde la suma de sus cargas nucleares es 37 y la diferencia de sus números de masa es 3. Indique el número de electrones que posee el catión divalente del isótono más pesado.

A) 20 B) 17 C) 18
D) 19 E) 21

Resolución: Sean los 2 isótonos:

$${}^{A_1}_{Z_1}X \longrightarrow {}^{A_2}_{Z_2}Y$$

$$n_X = n_Y$$

Donde:

$A_1 - A_2 = 3$ ....(1) $A_1 > A_2$

$Z_1 + Z_2 = 37$ ....(2)

En (1) reemplazamos el concepto de número de masa (A = Z + n)

$$(Z_1 + n_X) - (Z_2 + n_Y) = 3$$

$$Z_1 + \cancel{n_X} - Z_2 - \cancel{n_Y} = 3 \Rightarrow Z_1 - Z_2 = 3$$

Por lo tanto:

$Z_1 + Z_2 = 37$

$Z_1 - Z_2 = 3$

Resolviendo: $Z_1 = 20$ y $Z_2 = 17$

En (1) se observa que $A_1 > A_2$ por lo tanto el isótono "X" es el más pesado.

$${}^{A_1}_{20}X \xleftrightarrow{\text{isótono}} {}^{A_2}_{17}Y$$

Nos piden determinar el número de electrones del catión divalente del isótono más pesado.

$${}_{20}X^{+2} \qquad \#e = 20 - 2 = 18$$

∴ CLAVE: C

PROBLEMAS PROPUESTOS

1. Sobre las afirmaciones respecto al modelo atómico actual, indicar lo correcto:

I. El núcleo del átomo concentra a las partículas subatómicas fundamentales de mayor masa.

II. En el equilibrio eléctrico el átomo no posee partículas con carga eléctrica.

III. Todo átomo se identifica en base a su carga nuclear o número atómico.

A) Sólo I B) I y II C) Sólo II
D) I, III E) II y III

2. Sobre el átomo, indicar la proposición incorrecta:

A) Los fenómenos químicos se realizan con la participación de los electrones.

B) Los electrones se encuentran en regiones denominados orbitales.

C) Los protones, neutrones y electrones son conocidos como partículas fundamentales.

D) En el átomo neutro el número de protones y electrones son iguales.

E) Los cationes son átomos cargados positivamente por ganar electrones.

3. En un átomo la relación de neutrones y carga nuclear es de 6 a 5. Si el átomo posee 25 protones. Hallar el número de masa.

A) 65 B) 55 C) 50
D) 56 E) 75

4. El núcleo de un átomo presenta 47 nucleones fundamentales, además el número de neutrones excede en 7 al número de protones. Indique el número atómico del átomo.

A) 17 B) 18 C) 20
D) 22 E) 25

5. El promedio aritmético entre el número atómico y número de masa de un átomo es 23. Si en el núcleo se tiene 16 neutrones, indique el número atómico del nuclido.

A) 30 B) 20 C) 25
D) 15 E) 10

6. En un átomo se observa que el número de masa es el doble del número atómico, además posee 36 partículas fundamentales, determinar la cantidad de partículas neutras que posee.

A) 24 B) 12 C) 18
D) 16 E) 14

7. El número de masa de un átomo es el doble de su número atómico, más 6 unidades y si el núcleo posee 40 neutrones, entonces su número de masa es:

A) 74 B) 64 C) 84
D) 94 E) 47

8. Se tiene un átomo que posee 207 nucleones fundamentales además la diferencia de neutrones y protones es 43. Indique el número de electrones que posee el átomo.

A) 80 B) 85 C) 90
D) 82 E) 92

9. En un átomo, la diferencia de cuadrados del número de masa y número atómico es igual a la suma del número másico y número atómico. Hallar la cantidad de neutrones.

A) 1 B) 2 C) 3
D) 4 E) 5

10. Si el siguiente elemento tiene 34 neutrones, hallar su número atómico:

$$_{3x}^{(x-2)^2}E$$

A) 20 B) 25 C) 30
D) 35 E) 40

11. Del siguiente anión, indicar la alternativa incorrecta:

$$_{16}^{32}S^{-2}$$

I. Número atómico es 16.
II. Partículas fundamentales 48.
III. Es un anión divalente.
IV. Posee 32 nucleones.

A) VFFV B) VFVV C) FFVV
D) FVVF E) VFVF

12. Un catión trivalente contiene 197 nucleones y 118 neutrones. Señale el número de electrones que posee dicho catión.

A) 82 B) 75 C) 78
D) 76 E) 80

13. Un anión trivalente posee 23 electrones y 30 neutrones. Calcular el número de nucleones que posee dicho átomo.

A) 50 B) 54 C) 56
D) 58 E) 48

14. Cierto átomo tiene una relación de neutrones y protones de 9 a 8, además la diferencia de neutrones y protones es 2. Determine el número de electrones del catión trivalente de dicho átomo.

A) 16 B) 14 C) 13
D) 18 E) 12

15. En un anión trivalente hay 12 neutrones más que el número de protones, además el número de masa es proporcional al número de electrones como 13 a 6. Halle la carga nuclear.

A) 29 B) 30 C) 31
D) 32 E) 33

16. En un átomo el número de electrones y el número de neutrones están en relación de 5 a 8. Determine el número de electrones de su catión monovalente si su número de masa es 143.

A) 55 B) 54 C) 53
D) 52 E) 51

17. Por reducción cierto átomo neutro forma un ión, que posee 18 electrones y 37 nucleones fundamentales además posee 7 protones menos que neutrones. Hallar el valor relativo de la carga del ión.

A) –1 B) +3 C) –3
D) +4 E) –4

18. Indique el número de partículas subatómicas fundamentales que posee un catión trivalente si posee 52 neutrones y 80 de número de masa.

A) 101 B) 102 C) 103
D) 104 E) 105

19. Un catión divalente presenta 20 electrones si la cantidad de neutrones excede en 4 a su carga nuclear determine el número de nucleones fundamentales de su átomo neutro:

A) 44 B) 48 C) 50
D) 47 E) 46

20. La relación entre el número de neutrones y electrones de un catión trivalente es como 10 es a 7. Determine la carga nuclear de dicho catión si posee 54 nucleones fundamentales.

A) 21 B) 24 C) 27
D) 26 E) 30

21. Se tiene un catión trivalente y un anión divalente isoelectrónicos que presentan igual número de masa, si el catión presenta 40 neutrones y el anión presenta 32 protones. Hallar la suma del número de masa del catión y la cantidad de neutrones del anión.

A) 122 B) 103 C) 115
D) 145 E) 93

22. En un átomo neutro cuyo número de masa es 80 y la relación existente entre el número de masa y su número de neutrones es 16 a 9. Hallar la cantidad de partículas de cargas negativas que posee el anión monovalente de dicho átomo:

A) 28 B) 32 C) 35
D) 36 E) 45

23. Sobre el átomo actual, indicar las proposiciones incorrectas:

I. En el núcleo atómico se encuentran las partículas mas pesadas.
II. Los electrones se encuentran en lugares de máxima probabilidad llamada reempe.
III. El núcleo atómico es 1000 veces mas pequeña que el tamaño del átomo.
IV. El átomo neutro es aquel donde la cantidad de protones y neutrones son iguales.

A) I y II B) II y III C) I y IV
D) III y IV E) Sólo IV

24. Un catión divalente presenta 20 electrones si la cantidad de neutrones excede en 4 a su carga nuclear. Determine el número de partículas fundamentales de su átomo neutro.

A) 44 B) 70 C) 50
D) 47 E) 46

25. En cierto átomo el número de protones es 5 unidades menor que el número de neutrones. Si el número de masa es 73. ¿Cuál es el número de electrones de su ión binegativo?

A) 32 B) 34 C) 36
D) 38 E) 40

26. Respecto al átomo actual que proposición es correcta:

A) La carga nuclear indica el número de electrones en un catión.
B) El número atómico, identifique a un elemento en la tabla periódica.
C) Los protones están en constante movimiento en la zona extranuclear.
D) Los cationes se originan por el incremento de electrones.
E) Los aniones se forman por la pérdida de protones.

27. Sobre las siguientes proposiciones indicar verdadero (V) o falso (F):

I. El catión es un átomo de carga positiva porque gana electrones.
II. El anión es aquel átomo que dona electrones.
III. Los isótopos son átomos diferentes con igual carga nuclear.
IV. Las especies isoelectrónicas solo presentan igual número de electrones.

A) VFFV B) FFVF C) FVVF
D) FVVV E) VVFV

28. Mediante el proceso de oxidación un átomo forma un anión, donde la diferencia en el número de las partículas con carga eléctrica es 4. Hallar el número de neutrones para dicho átomo si posee 90 nucleones y la carga eléctrica del total de sus electrones es $-6,4 \times 10^{-18}$C.

A) 50 B) 45 C) 39
D) 56 E) 46

29. Cierto catión trivalente de 30 nucleones neutros, posee una carga eléctrica absoluta referida al total de sus electrones igual a $-3,2 \times 10^{-18}$C. Hallar la suma de su número de masa y su carga nuclear.

A) 76 B) 73 C) 70
D) 53 E) 50

30. Se tiene tres isótopos cuyos números de masa están en progresión aritmética de razón dos, si la semisuma de sus neutrones es 16 y el isótopo más liviano posee 30 nucleones fundamentales. Halle el número de neutrones del isótopo pesado.

A) 21 B) 16 C) 18
D) 19 E) 20

31. Se tiene dos isótopos cuya diferencia entre sus números de masa es 4, si el isótopo más ligero es isótono con el Zn – 60 (Z = 30) y además posee igual número de electrones que un catión divalente de 26 electrones. Hallar la suma del número de neutrones de dichos isótopos.

A) 56 B) 65 C) 58
D) 70 E) 64

32. Si en un átomo el número de neutrones es mayor en 5 unidades que el número de protones además su número másico es 63, entonces determine la suma de los protones en cinco isótopos de este átomo:

A) 140 B) 130 C) 145
D) 135 E) 80

33. En cierto anión trivalente la carga eléctrica absoluta del total de sus electrones es -4×10^{-18}C, si además es isótono con Mn – 55 (Z = 25). Hallar el número de partículas fundamentales que posee dicho anión.

A) 78 B) 54 C) 65
D) 58 E) 72

34. El átomo de cierto elemento químico, forma un anión divalente el cual es isoelectrónico con un catión trivalente, si dicho catión posee una carga nuclear equivalente a $+3,2 \times 10^{-18}$C. Hallar el número de partículas fundamentales del anión, si este es isóbaro con el Se – 69 (Z = 34).

A) 86 B) 54 C) 74
D) 69 E) 85

35. Se tiene dos isóbaros cuya diferencia entre sus números de neutrones es 6, si el isóbaro de menor carga nuclear es isótono con el Br – 80 (Z = 35) y además isoelectrónico con un anión trivalente de 30 electrones. Hallar la suma de sus números atómicos.

A) 50 B) 45 C) 60
D) 35 E) 80

36. En cierto átomo cuyo número de nucleones es el triple de su carga nuclear es hilido con un anión divalente que posee 34 electrones. Hallar el número de partículas neutras del átomo inicial.

A) 64 B) 32 C) 48
D) 34 E) 52

37. El número de masa de un elemento excede en uno al número de masa de otro elemento. Si ambos son isótonos y la media aritmética de sus números atómicos es 15,5. Calcular el número atómico del elemento que presenta mayor masa.

A) 8 B) 14 C) 15
D) 16 E) 20

38. Se tiene un átomo que posee 8 neutrones y la diferencia de cuadrados del número de masa y la carga nuclear es 160, además este átomo posee un isótopo menos pesado en 2 unidades. Hallar la cantidad de neutrones que posee este último.

A) 4 B) 6 C) 8
D) 10 E) 12

39. Respecto al modelo atómico actual indicar las proposiciones incorrectas:

I. La zona de mayor extensión pero prácticamente vacío y sin masa es la nube electrónica.
II. La carga nuclear lo define los nucleones neutros.
III. La partícula que define el comportamiento químico es el electrón.
IV. El número de masa nos indica la cantidad de partículas fundamentales en el núcleo.

A) Sólo I B) I y II C) Sólo II
D) II y III E) III y IV

40. Se tiene dos isótonos cuyas cargas nucleares difieren en dos unidades, si sus números de masa suman 110, si el catión trivalente del de mayor carga nuclear posee 23 electrones. ¿Cuánto suman sus neutrones?

A) 50 B) 60 C) 70
D) 80 E) 48

41. Si la suma del número de masa de 3 isótopos es 39 y el promedio aritmético de su número de neutrones es 7, luego se puede decir que los isótopos pertenecen al elemento:

A) $_{9}F$ B) $_{5}B$ C) $_{6}C$
D) $_{21}Sc$ E) $_{17}Cl$

42. De las siguientes afirmaciones, indicar verdadero (V) o falso (F)

I. La partícula fundamental de mayor masa y estabilidad en el átomo es el neutrón.
II. En el proceso de ionización solo se altera la cantidad de electrones en un átomo.
III. En un anión trivalente están presentes 3 protones menos que electrones.
IV. Los isóbaros son átomos de igual cantidad de partículas fundamentales en su núcleo.

A) VVFF B) FVVF C) FVFV
D) VFVF E) FVVV

43. Cierto átomo cuya carga nuclear absoluta es $4,16 \times 10^{-18}$C por oxidación forma un ión transfiriendo 3 electrones, si en dicho ión hay 7 neutrones más que electrones. Hallar el número de partículas fundamentales para dicho átomo luego de la oxidación.

A) 79 B) 85 C) 99
D) 76 E) 66

44. Las medidas de las cargas absolutas de los protones y electrones de un ión son: $4{,}48 \times 10^{-19}$C y $-4{,}16 \times 10^{-19}$C. Hallar la carga eléctrica relativa del ión:

A) +3 B) +1 C) –2
D) –3 E) +2

45. Cierto catión divalente es isoelectrónico con un anión trivalente cuya carga nuclear absoluta es $5{,}28 \times 10^{-18}$C, si dicho catión es isótono con el átomo de Bromo: Br – 80 (Z = 35). Hallar el número de nucleones del catión.

A) 85 B) 88 C) 83
D) 84 E) 89

46. Se tiene tres isótopos de cierto elemento químico cuyos números de masa suman 39 además el promedio de sus neutrones es 7, si el más pesado forma un catión divalente y el más ligero forma un anión tetravalente. Hallar la suma de las partículas fundamentales para dichos iones.

A) 50 B) 45 C) 60
D) 35 E) 40

47. Se tiene dos hílidos de cierto elemento químico, si el más ligero forma un catión divalente y el más pesado en dos unidades forma un catión trivalente poseen en total 47 electrones. Hallar la suma de sus números de masa.

A) 106 B) 114 C) 120
D) 88 E) 148

48. Se tiene un catión trivalente cuya carga eléctrica del total de sus protones es $+3{,}2 \times 10^{-18}$C y un anión divalente cuya carga eléctrica del total de sus electrones es $-2{,}88 \times 10^{-18}$C; si dichos iones son isótonos que en total poseen 40 neutrones. Hallar el total de partículas fundamentales que poseen.

A) 111 B) 134 C) 110
D) 121 E) 104

49. De las siguientes afirmaciones, indicar verdadero (V) o falso (F):

I. Dos átomos de elementos distintos pueden ser al mismo tiempo isóbaros e isótonos.
II. Los átomos isótopos al estar neutros son también isoelectrónicos.
III. Si un anión y un catión son isoelectrónicos, entonces el anión posee mayor número atómico.
IV. En los isóbaros el átomo más pesado es aquel que posee mayor cantidad de neutrones.

A) VFVF B) VVVF C) VFFV
D) FFFV E) FVVF

50. Por reducción cierto átomo forma un ión, donde la diferencia en el número de las partículas con carga eléctrica es 3. Hallar el número de masa para dicho átomo si posee 35 neutrones y la carga eléctrica del total de sus electrones es $-4{,}8 \times 10^{-18}$C.

A) 62 B) 58 C) 65
D) 59 E) 79

A todo el público en general:

El Proyecto Modo Scan+100 2.0, nace de una idea del **Team Calapenshko**, el cual es difundir todo aquel texto inédito que no esté circulando en la red.

Nuestro Grupo Calapenshko hace el mejor esfuerzo para digitalizar este libro, y así usted estimado lector pueda obtener la mejor experiencia que toda persona desea al abrir un libro.

Este proyecto llega gracias a las **donaciones que se pudo obtener de 100 personas** comprometidas con el proyecto **MODO SCAN+100 2.0**.

Este libro no debe ser prostituito monetariamente, este libro no debe ser coleccionado, este libro debe ser destruido analíticamente, así que te invito a leerlo.

No pagues por este libro de **circulación gratuita**, búscalo en la red.

Atentamente, el GRUPO CALAPENSHKO

02 de setiembre del 2020



Capítulo 3

Química Nuclear

OBJETIVOS

- Conocer los tipos de radiaciones y sus características.
- Diferenciar la transmutación natural de una artificial.
- Explicar los diferentes tipos de energía producidas en el núcleo atómico.

ANTIGÜEDAD DE RESTOS ARQUEOLÓGICOS, sea cual sea el proceso radiactivo empleado, para datar un material se miden las concentraciones de los isótopos radiactivos presentes. Si se trata de materia orgánica, se emplea el equilibrio radiactivo del carbono. Los seres vivos durante su ciclo vital intercambian continuamente carbono (sobre todo a través del CO_2) mediante la respiración y la fotosíntesis, de manera que mantienen en su organismo al misma relación isotópica que existe en la atmósfera. Cuando el ser vivo muere, el carbono – 14 continua desintegrándose, pero la relación carbono – 14 / carbono – 12 inicia una disminución al no ser reemplazando el carbono – 14. La medida de esta variación es una manera de determinar el tiempo transcurrido desde que el ser vivo dejó de existir. Para datar objetos más antiguos, pero de origen no orgánico, se emplean otros isótopos, como los que presenta el uranio de forma natural, U – 238 y U – 235, que se desintegran con mucha lentitud, transformándose en isótopos de plomo, pero no el común Pb – 208, sino el Pb – 206 y el Pb – 207.



Figuras de marfil del valle de Beersheba (Israel) cuya antigüedad se determino con el carbono 14: Edad del cobre, hace 5,5000 años.

RADIOACTIVIDAD

INTRODUCCIÓN

Desde que el físico francés Henry Becquerel en 1896 descubriera la radioactividad natural producida en una sal de Uranio, llamada pechblenda, se han dado a conocer muchos descubrimientos e investigaciones en este aspecto, tales como la obtención de nuevos elementos, la bomba atómica, la construcción de centrales nucleares, su uso en la medicina, agricultura, tecnología. Todo esto es posible gracias al conocimiento del núcleo atómico, los procesos que ocurren, las fuerzas que lo mantienen unido y lo más importante, su estabilidad.

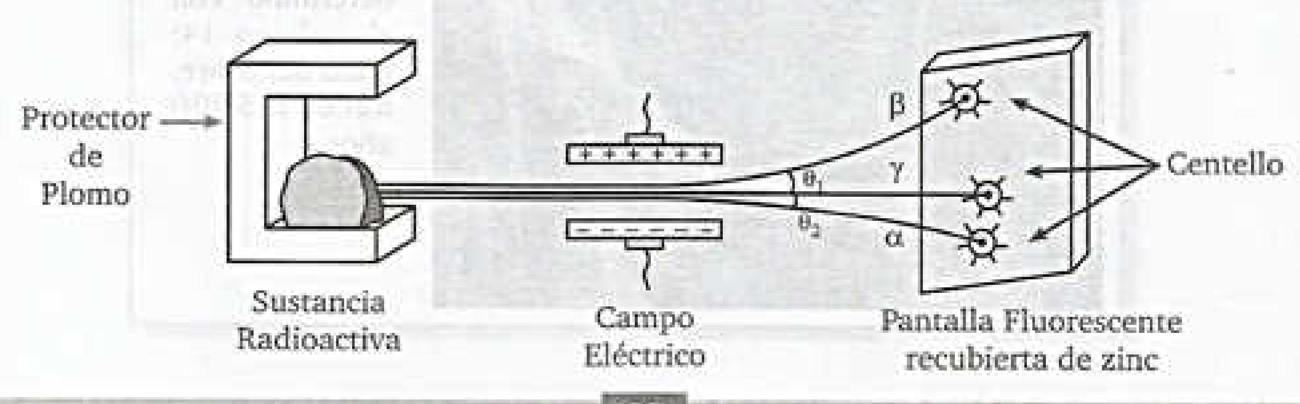
CONCEPTO

Fenómeno que se origina por la desintegración del núcleo atómico, debido a su inestabilidad produciendo nuevos átomos con la emisión de partículas y radiaciones electromagnéticas (energía) dicho fenómeno puede ser dado en forma espontánea (natural) o en forma inducida (artificial).

TIPOS DE EMISIONES

EMISIONES	ALFA	BETA	GAMMA
Notación	${}_{2}^{4}He^{+2}$, α	${}_{-1}^{0}e$, β	${}_{0}^{0}\gamma$, γ
Naturaleza	Corpuscular	Corpuscular	Radiación Electromagnética (No corpuscular)
Velocidad de emisión (km/s)	20 000	270 000	300 000
Carga Relativa	+2	–1	0
Masa (UMA) Relativa	4,002	0,00055	0

Por la desviación que experimentan las radiaciones, quedó demostrado que poseen carga eléctrica, siendo estas los rayos o partículas alfa(α) y rayos o partículas beta (β). La radiación que no experimenta desviación son los rayos gamma (γ).

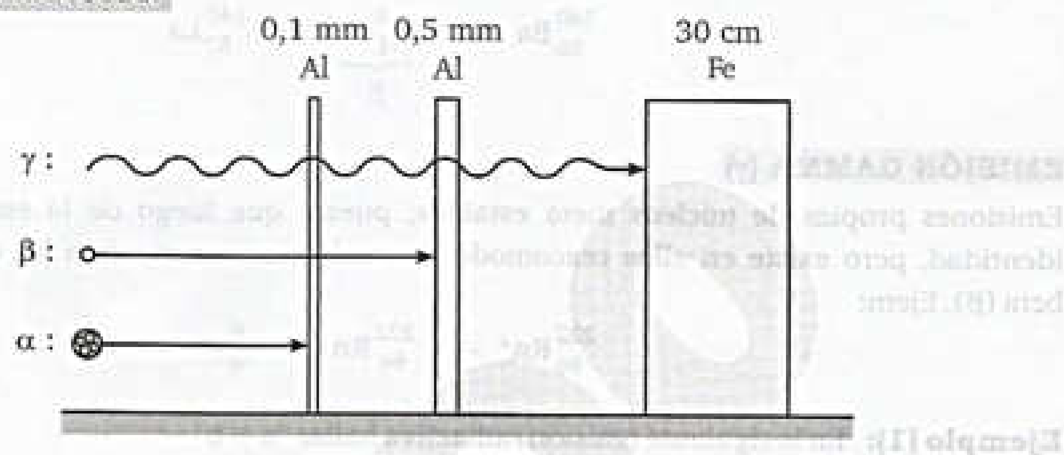




OBSERVACIÓN

- Se observa: $\theta_1 > \theta_2$
- Quiere decir que la emisión beta (β) tiene mayor ángulo de desviación que las emisiones alfa (α), esto se debe a su masa.

ORDEN DE PENETRACIÓN



Se cumple: $\gamma > \beta > \alpha$

Además:

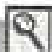
ORDEN DE IONIZACIÓN: $^{4}_{2}He^{+2} > ^{0}_{-1}e > ^{0}_{0}\gamma$

$\alpha > \beta > \gamma$

TRANSMUTACIÓN NATURAL

Es la conversión espontánea de un núcleo en otro debido a su inestabilidad, emitiendo para ello partículas y radiaciones (energía). Para su representación hacemos uso de su ecuación nuclear.

$$\underset{\text{Núcleo Padre}}{^{14}_{6}C} \rightarrow \underset{\text{Núcleo Hijo}}{^{14}_{7}N} + \underset{\text{Partícula Emitida}}{\underbrace{^{0}_{-1}e}_{\beta}} \quad : \text{Emisión Beta}$$



OBSERVACIÓN

En toda ecuación nuclear se cumple la conservación de los números de masa (A) y carga nuclear (Z) en ambos miembros.

Ejemplo:
- Conservación de números de masa (A) $14 = 14 + 0$
- Conservación del número atómico (Z) $6 = 7 - 1$

• EMISIÓN ALFA (α)

Emisiones que se presentan en núcleos pesados cuyos números atómicos son mayores a 82. El núcleo resultante posee un número másico (A) inferior en 4 unidades y su número atómico (Z) inferior en 2 unidades respecto al inicial. Ejem:

$$^{238}_{92}U \rightarrow ^{234}_{90}Th + \underbrace{^{4}_{2}He}_{\alpha}$$

- **EMISIÓN BETA (β)**

Es la emisión de un electrón por parte de un núcleo inestable, generalmente debido a un exceso de neutrones con respecto al número de protones. Como resultado el nuevo núcleo aumenta en uno su número atómico (Z) y su número de masa (A) no se altera. Ejem:

$$^{140}_{56}Ba \rightarrow \underbrace{^{0}_{-1}e}_{\beta} + ^{140}_{57}La$$

- **EMISIÓN GAMMA (γ)**

Emisiones propias de núcleos meta estables; puesto que luego de la emisión no cambia su identidad, pero existe en ellos reacomodo de nucleones, acompañan las emisiones alfa (α) y beta (β). Ejem:

$$^{222}_{86}Rn^{*} \rightarrow ^{222}_{86}Rn + ^{0}_{0}\gamma$$

Ejemplo (1): En la siguiente emisión radiactiva hallar "a + b"

$$^{238}_{92}U \rightarrow ^{b}_{a}X + \underbrace{^{4}_{2}He}_{\alpha}$$

Resolución: En la ecuación nuclear se cumple:

A: $238 = b + 4 \Rightarrow b = 234$

Z: $92 = a + 2 \Rightarrow a = 90$

En núcleo es: $^{234}_{90}X \Rightarrow \boxed{a + b = 324}$

Ejemplo (2): Indicar el núcleo padre de la siguiente ecuación nuclear:

$$^{A}_{Z}M \rightarrow ^{224}_{88}Ra + 2\,\underbrace{^{4}_{2}He}_{\alpha}$$

Resolución: Se cumple:

$A = 224 + 2(4) \Rightarrow A = 232$

$Z = 88 + 2(2) \Rightarrow Z = 92$

El núcleo padre es $^{232}_{92}M$ cuyo átomo le corresponde al elemento Uranio $\left(^{232}_{92}U\right)$

TRANSMUTACIÓN ARTIFICIAL

Es la conversión de un núcleo en otro en forma provocada e inducida, formándose también partículas y emisión de energía; para ello se utilizan partículas de bombardeo e incluso otros núcleos.

Ejemplo:



Su ecuación nuclear es: $^{14}_{7}N + \underbrace{^{4}_{2}He}_{\alpha} \rightarrow {}^{17}_{8}O + \underbrace{^{1}_{1}H}_{p}$

La forma simplificada es: $^{14}_{7}N\ (\alpha,\ p)\ ^{17}_{8}O$

Núcleo blanco — Partícula de Bombardeo — Núcleo en retroceso — Partícula Emitida

En 1934, los esposos Curie (Irene Curie y Frederick Joliot) realizaron en Paris la obtención del primer nuclido inestable artificial por lo cual compartieron el premio Nobel de Química en 1 935.

$$^{27}_{13}Al + \underbrace{^{4}_{2}He}_{\alpha} \rightarrow {}^{30}_{15}P + {}^{1}_{0}n$$

El núcleo producido, experimenta la siguiente transformación:

$$^{30}_{15}P \rightarrow {}^{30}_{14}Si + \underbrace{^{0}_{+1}e}_{B^{+}}$$

B^{+} : Positrón

A continuación se muestran algunas emisiones producidas en la radioactividad artificial:

NOMBRE	Protón	Neutrón	Positrón	Deuterón	Tritón
NOTACIÓN	$^{1}_{1}H$; P	$^{1}_{0}n$; n	$^{0}_{+1}e$; β^{+}	$^{2}_{1}H$; D	$^{3}_{1}H$; T

Ejemplo (3): En la siguiente reacción nuclear:

$$^{244}_{94}Pu + {}^{1}_{1}H \rightarrow {}^{A}_{Z}X + {}^{4}_{2}He + {}^{0}_{-1}e$$

Hallar el valor de "A + Z".

Resolución: En la ecuación nuclear se cumple que la suma de números de masa de núcleo padre y la partícula de bombardeo es igual a la suma del núcleo hijo y de las partículas emitidas.

$$A:\quad 244 + 1 = A + 4 + 0$$
$$241 = A$$

En forma similar, para:

$$Z:\quad 94 + 1 = Z + 1 - 1$$
$$94 = z$$

Se pide:

$$A + Z = 241 + 94$$
$$\therefore\ A + Z = 335$$

• FISIÓN NUCLEAR

Ruptura de un núcleo pesado en dos o más fragmentos por acción de un neutrón lento, estos nuevos núcleos son inestables y radiactivos, también se libera energía. En 1 939, O. Hann y E. Strassman consiguieron la fisión del U – 235 al bombardearlo con neutrones térmicos.

$$^{235}_{92}U + ^{1}_{0}n \rightarrow ^{144}_{56}Ba + ^{89}_{36}Kr + 3\,^{1}_{0}n + 200Mev$$



CARACTERÍSTICAS:

- Se produce gran cantidad de desechos radiactivos que son muy tóxicos y nocivos
- Se produce una reacción en cadena a partir de una masa crítica
- Es controlable y es la base de la bomba atómica

- **FUSIÓN NUCLEAR**

Reacción nuclear en la que dos núcleos, o bien un núcleo y una partícula, se unen para formar un nuevo núcleo de mayor masa. Para los núcleos ligeros (hasta el elemento hierro) estos procesos van acompañados del desprendimiento de energía.

Para que pueda llevarse a cabo la fusión, los núcleos ligeros deben tener alta energía cinética para vencer la repulsión electrostática. Por esto se requieren temperaturas del orden del millones de °C, por lo cual se denomina reacción termonuclear. Ejemplo:

$$^{1}_{1}H + ^{1}_{1}H \rightarrow ^{4}_{2}He + \underbrace{2\,^{0}_{+1}e}_{\text{Energía}}$$

CARACTERÍSTICAS:

- Todavía no es controlable.
- Es el fundamento de la bomba de hidrógeno y de neutrones.
- No produce desechos radiactivos.
- Justifica la energía de las estrellas.

- **TIEMPO DE VIDA MEDIA (t ½)**

Es el tiempo transcurrido para que se desintegra la mitad, de la sustancia radiactiva.

Se cumple:

$$n = \frac{t}{t\,½}$$

Donde:
n : # de vidas medias
t : Tiempo total transcurrido
t ½ : Tiempo de vida media (único para cada radio isótopo)

DESINTEGRACIÓN RADIOACTIVA

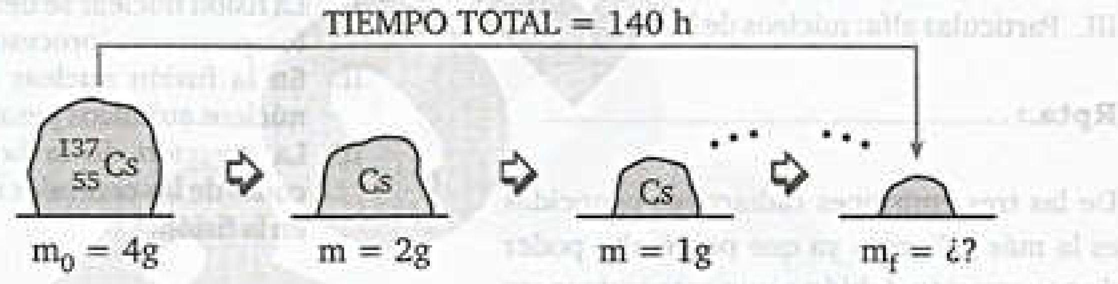
Observaciones experimentales sobre la radiactividad permitieron a Rutherford y Soddy formular la siguiente relación matemática.

Se cumple: $$\frac{m_0}{m_f} = 2^n$$

Donde: m_0 : Masa inicial
m_f : Masa final
n : Número de vidas medias

Ejemplo (4): El Cesio – 137 es un isótopo radiactivo, que se utiliza en la toma de radiografía industrial específicamente en maquinaria de gran tamaño y de difícil acceso. Si se coloca 4g de Cs – 137 durante 140 horas, y su vida media es de 35 horas. Determine la cantidad de sustancia sin desintegrar (que aun queda), finalizado este tiempo.

Resolución: Se realiza el siguiente esquema:



Además: $t_{½}\left({}^{137}_{55}Cs\right) = 35$ horas

Para hallar la masa final es decir la sustancia sin desintegrar (mf) se aplica:

$$\frac{m_0}{m_f} = 2^n \quad \text{..... } (\alpha)$$

Para hallar el número de vidas medias (n) se reemplaza en:

$$n = \frac{t}{t\,½} = \frac{140h}{35h} = 4$$

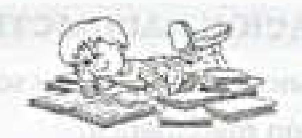
Reemplazando en (α) se tiene:

$$\frac{4g}{m_f} = 2^4$$

Despejando: $\frac{4}{2^4} = m_f \Rightarrow \frac{4}{16} = m_f$

$$\therefore \quad m_f = 0{,}25\,g$$

EJERCICIOS DE APLICACIÓN



1. Sobre la radiactividad indique las afirmaciones correctas:

I. Este proceso se lleva a cabo en la zona extranuclear del átomo.
II. Ocurre la desintegración de los núcleos atómicos.
III. Se emiten partículas y energía.

Rpta.: ....

2. Sobre las emisiones radiactivas, indique la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:

I. Velocidad: alfa > beta > gamma.
II. Mayor poder de penetración: gamma.
III. Partículas alfa: núcleos de helio.

Rpta.: ....

3. De las tres emisiones radiactivas conocidas es la más peligrosa ya que posee alto poder de penetración debido a que carece de masa y carga eléctrica; es energía pura:

Rpta.: ....

4. Identifique en el siguiente proceso nuclear a la partícula emitida:

$$^{32}_{15}P \rightarrow\ ^{32}_{16}Si + ...$$

Rpta.: ....

5. ¿Cuántas partículas alfa y beta se emiten respectivamente en el siguiente proceso de desintegración nuclear?

$$^{239}_{92}U \rightarrow\ ^{219}_{87}Fr + a\ ^{4}_{2}He + b\ ^{0}_{-1}e$$

Rpta.: ....

6. Halle el número de neutrones del producto final en el siguiente proceso radiactivo:

$$^{24}_{12}Mg + \ ^{4}_{2}He \rightarrow ...... + b\ ^{0}_{-1}e$$

Rpta.: ....

7. Identifique la partícula emitida en el siguiente proceso nuclear:

$$^{58}_{26}Fe\ (\alpha, ...)\ ^{61}_{27}Co$$

Rpta.: ....

8. Indique las afirmaciones correctas respecto a los procesos nucleares de obtención de energía.

I. La fisión nuclear se desarrolla a elevadas temperaturas (proceso termonuclear).
II. En la fusión nuclear existe ruptura de núcleos atómicos pesados.
III. La creación de la bomba atómica así como de las centrales nucleares se basan en la fisión.

Rpta.: ....

9. El tiempo de vida media es:

I. El tiempo en que la totalidad de la masa de un material radiactivo se consume.
II. El tiempo que demora el C-14 en emitir una partícula beta.
III. El tiempo que transcurre para que se desintegre la mitad de la masa de una sustancia radiactiva.

Rpta.: ....

10. Se analiza un utensilio de madera encontrado en un templo antiguo. La prueba de C–14 ($t_{1/2}$ = 5730 años) indica que el contenido de este radioisótopo es de sólo el 25%. Halle la antigüedad (en años) del utensilio.

Rpta.: ....

PROBLEMAS RESUELTOS

PROBLEMA 1 Hallar el número de neutrones de "J" obtenido en:

$$^{233}_{89}D \rightarrow J + 2\alpha$$

A) 140 B) 120 C) 135
D) 145 E) 129

Resolución: Para hallar el número de neutrones de "J" se tienen que conocer su número atómico (Z) y de masa (A)

La ecuación nuclear es:

$$^{233}_{89}D \rightarrow {}^{A}_{Z}J + 2\,{}^{4}_{2}He$$

Se cumple: A: $233 = A + 2(4) \Rightarrow A = 225$

Z: $89 = Z + 2(2) \Rightarrow Z = 85$

La cantidad de neutrones se calcula: $\boxed{n = A - Z}$

$n = 225 - 85 = 140$



∴ CLAVE: A



PROBLEMA 2 Completar la siguiente ecuación con rayos alfa:

$$^{241}_{95}Am \rightarrow \ldots\ldots + {}^{229}_{89}Ac$$

A) 2α B) 4α C) 5α
D) 3α E) 6α

Resolución: Para hallar el número de partículas alfa completamos la ecuación nuclear:

$$^{241}_{95}Am \rightarrow X\left({}^{4}_{2}He\right) + {}^{229}_{89}Ac \quad (\alpha)$$

Donde: X: # de rayos alfa

Para: A: $241 = X(4) + 229 \Rightarrow X = 3$

Z: $95 = X(2) + 89 \Rightarrow X = 3$

La ecuación nuclear es:

$$^{241}_{95}Am \rightarrow 3\,\underbrace{{}^{4}_{2}He}_{\alpha} + {}^{229}_{89}Ac$$

∴ CLAVE: D

PROBLEMA 3 En el proceso:

$$^{238}_{92}U \rightarrow \ ^{b}_{a}E + 2\alpha + 4\beta$$

Calcular: a + b

A) 303 B) 290 C) 322
D) 320 E) 330

Resolución: La ecuación nuclear se expresa en forma correcta quedando:

$$^{238}_{92}U \rightarrow \ ^{b}_{a}E + 2\underbrace{^{4}_{2}He}_{\alpha} + 4\underbrace{^{0}_{-1}e}_{\beta}$$

Igualando números de masa en ambos miembros:

$$238 = b + 2(4) + 4(0) \Rightarrow b = 230$$

De la misma forma con "Z":

$$92 = a + 2(2) + 4(-1) \Rightarrow a = 92$$

Se pide: $a + b = 230 + 92$
$a + b = 322$

∴ CLAVE: C

PROBLEMA 4 El siguiente núcleo radiactivo $^{239}_{93}Np$ emite en forma consecutiva β, α, α, β, α, β, α, α, α indicar el nuevo núcleo obtenido.

A) $^{215}_{82}Pb$ B) $^{210}_{83}Bi$ C) $^{215}_{84}Po$
D) $^{216}_{85}At$ E) $^{210}_{84}Po$

Resolución: Planteamos la ecuación nuclear incluyendo todas las partículas emitidas:

$$^{239}_{93}Np \rightarrow \ ^{A}_{Z}X + 6\alpha + 3\beta$$

Reemplazando e igualando términos:

$$^{239}_{93}Np \rightarrow \ ^{A}_{Z}X + 6\,^{4}_{2}He + 3\,^{0}_{-1}e$$

En "A": $239 = A + 6(4) + 3(0)$
$239 - 24 = A \Rightarrow 215 = A$

En "Z": $93 = Z + 6(2) + 3(-1)$
$93 - 9 = Z \Rightarrow 84 = Z$

El núcleo obtenido es: $^{215}_{84}Po$

∴ CLAVE: C

PROBLEMA 5 El siguiente núcleo $^{230}_{92}U$ es inestable y emite cierto número de partículas alfa y beta hasta convertirse en: $^{206}_{82}Pb$. Hallar la cantidad de rayos alfa y beta emitidos.

A) 6α y 3β B) 4α y 5β C) 2α y 6β
D) 1α y 7β E) 6α y 2β

Resolución: Planteamos la ecuación nuclear del proceso:

$$^{238}_{92}U \rightarrow {^{b}_{a}E} + \underbrace{X\,^{4}_{2}He}_{\alpha} + \underbrace{Y\,^{0}_{-1}e}_{\beta}$$

Haciendo un balance de:

- Números de masa (A):

$$230 = 206 + X(4) + Y(0)$$
$$24 = 4X$$
$$\boxed{X = 6}$$



- Números atómicos (Z):

$$92 = 82 + X(2) + Y(-1)$$

Reemplazando: $92 = 82 + 6(2) - Y$

Operando: $\boxed{Y = 2}$

Se emite 6 rayos alfa (α) y 2 rayos beta (β)

∴ CLAVE: E

PROBLEMA 6 En la desintegración $^{210}_{82}Pb \rightarrow {^{A}_{Z}J} + \beta$. Si "J" es isóbaro del $^{x^3-6}_{2x^2+3}D$. ¿Cuál es el número atómico del átomo "D"

A) 70 B) 75 C) 80
D) 86 E) 92

Resolución: Para hallar el "Z" de "D" es necesario conocer el número de masa de "J", entonces en la ecuación nuclear:

$$^{210}_{82}Pb \rightarrow {^{A}_{Z}J} + {^{0}_{-1}e}$$

Se cumple: $210 = A + 0 \Rightarrow A = 210$

$82 = Z - 1 \Rightarrow Z = 83$

Según el dato:



$^{210}_{83}J$ isóbaro $^{x^3-6}_{2x^2+3}D$

Como ambos son isóbaros los números de masa (A) de ambos son iguales:

$$210 = x^3 - 6$$

$$216 = x^3 \Rightarrow x = 6$$

Conociendo "x" se puede hallar el número atómico (Z) de "D" reemplazando:

$$Z = 2x^2 + 3 = 2(6)^2 + 3 \Rightarrow Z = 75$$

$\therefore$ CLAVE: B

PROBLEMA 7 Determine las partículas liberadas en la siguiente reacción nuclear:

$$^{241}_{95}Am + \alpha \rightarrow ^{243}_{97}Bk + \ldots$$

A) 2β B) $3n$ C) $2n$
D) β^+ E) 4α

Resolución: La ecuación nuclear es:

$$^{241}_{95}Am + ^{4}_{2}He \rightarrow ^{243}_{97}Bk + ^{A}_{Z}X$$

Se cumple: A: $241 + 4 = 243 + A \Rightarrow A = 2$

Z: $95 + 2 = 97 + Z \Rightarrow Z = 0$

Como no existe ningún núcleo con esas características la única posibilidad es que corresponda a la emisión de 2 neutrones ($^{1}_{0}n$)

$\therefore$ CLAVE: C

PROBLEMA 8 De la forma simplificada: $^{146}_{61}Pm\ (\alpha,\ 3n)\ J$. ¿Cuántos neutrones en total tendrá el átomo J?

A) 84 B) 80 C) 75
D) 82 E) 90

Resolución: La ecuación nuclear del proceso es:

$$^{146}_{61}Pm + ^{4}_{2}He \rightarrow ^{A}_{Z}J + 3\ ^{1}_{0}n$$

Se cumple: A: $146 + 4 = A + 3(1) \Rightarrow 150 - 3 = A \Rightarrow A = 147$

Z: $61 + 2 = Z + 3(0) \Rightarrow 63 = Z$

Los neutrones del átomo "J" se calculan como:

$$n = A - Z = 147 - 63 = 84$$

$\therefore$ CLAVE: A

PROBLEMA 9 Una radiación desconocida "X" se bombardea sobre el $^{216}_{88}Ra$ formando la especie $^{226}_{92}U$ y liberando una partícula alfa. Indique el número de neutrones de "X"

A) 2 B) 4 C) 6
D) 8 E) 10

Resolución: Según los datos la ecuación nuclear es:

$$^{A}_{Z}X + ^{216}_{88}Ra \rightarrow ^{226}_{92}U + \underbrace{^{4}_{2}He}_{\alpha}$$

Hallando el "A" y el "Z" de "X", se cumple:

$$A: A + 216 = 226 + 4 \Rightarrow A = 230 - 216 \Rightarrow A = 14$$

$$Z: Z + 88 = 92 + 2 \Rightarrow Z = 94 - 88 \Rightarrow Z = 6$$

El número de neutrones de "X" es:

$$n = A - Z = 14 - 6 = 8$$

∴ CLAVE: D

PROBLEMA 10 El Paladio – 99 es un núcleo inestable que emite un positrón, el núcleo resultante captura un electrón y se transforma en $^{99}_{44}Ru$. Hallar el número atómico del Paladio.

A) 46. B) 48 C) 50
D) 52 E) 55

Resolución: Se llevan los datos del problema a un ecuación nuclear:

Ecuación (1): $$^{99}_{Z}Pd \rightarrow \underbrace{^{0}_{+1}e}_{\beta^{+}\text{: Positrón}} + ^{A_1}_{Z_1}X$$

Ecuación (2): $$^{A_1}_{Z_1}X + \underbrace{^{0}_{-1}e}_{\text{captura electrónica}} \rightarrow ^{99}_{44}Ru$$

En la ecuación (2) los números atómicos en ambos miembros son iguales:

$$Z_1 - 1 = 44 \Rightarrow Z_1 = 45$$

Entonces en la ecuación (1) reemplazando:

$$^{99}_{Z}Pd \rightarrow ^{0}_{+1}e + ^{A_1}_{45}X$$

Análogamente: $Z = +1 + 45 \Rightarrow Z = 46$

∴ CLAVE: A

A todo el público en general:

El Proyecto Modo Scan+100 2.0, nace de una idea del **Team Calapenshko**, el cual es difundir todo aquel texto inédito que no esté circulando en la red.

Nuestro Grupo Calapenshko hace el mejor esfuerzo para digitalizar este libro, y así usted estimado lector pueda obtener la mejor experiencia que toda persona desea al abrir un libro.

Este proyecto llega gracias a las **donaciones que se pudo obtener de 100 personas** comprometidas con el proyecto **MODO SCAN+100 2.0**.

Este libro no debe ser prostituito monetariamente, este libro no debe ser coleccionado, este libro debe ser destruido analíticamente, así que te invito a leerlo.

No pagues por este libro de **circulación gratuita**, búscalo en la red.

Atentamente, el GRUPO CALAPENSHKO

02 de setiembre del 2020



PROBLEMA 11 Un núclido $^{226}_{90}Th$ es bombardeado con un neutrón y libera dos partículas beta ¿Qué especie se obtiene?

A) $^{220}_{89}Ac$ B) $^{227}_{92}U$ C) $^{225}_{90}Th$
D) $^{227}_{94}Pu$ E) $^{217}_{91}Pa$

Resolución: Para el núclido la ecuación nuclear del proceso es:

$$^{226}_{90}Th + \underbrace{^{1}_{0}n}_{\text{Partícula de bombardeo}} \rightarrow 2\underbrace{^{0}_{-1}e}_{\beta} + \underbrace{^{A}_{Z}X}_{\text{Especie desconocida}}$$

Se cumple: $Z: 90 + 0 = 2(-1) + Z \Rightarrow 92 = Z$

$A: 226 + 1 = 2(0) + A \Rightarrow 227 = A$



La especie es $^{227}_{92}U$

∴ CLAVE: B

PROBLEMA 12 Sobre un núcleo de Francio – 226 (Z = 87) impacta un proyectil de bombardeo, logrando la formación de plutonio – 241 (Z = 94) con la liberación de dos neutrones. Determine la cantidad de neutrones del proyectil de bombardeo.

A) 6 B) 7 C) 8
D) 9 E) 10

Resolución: Según el enunciado del problema la ecuación nuclear es:

$$^{226}_{87}Fr + {}^{A}_{Z}X \rightarrow {}^{241}_{94}Pu + 2\,^{1}_{0}n$$

En toda reacción nuclear se cumple:

$A: 226 + A = 241 + 2(1)$

$A = 243 - 226 \Rightarrow A = 17$

$Z: 87 + Z = 94 + 2(0)$

$Z = 94 - 87 \Rightarrow Z = 7$

El proyectil de bombardeo es: $^{17}_{7}N$ cuya cantidad de neutrones es:

$17 - 7 = 10$

∴ CLAVE: E

PROBLEMA 13 Una masa de 30g de un material radiactivo experimenta una desintegración de 2 horas. ¿Qué masa queda al final si su vida media es de 30 minutos?

A) 1,025 g B) 3,75 g C) 1,784
D) 1,875 g E) 1,694 g

Resolución: Datos:

$m_0 = 30$ g
$t = 2$ horas $\cong$ 120 minutos
$t_{½} = 30$ minutos

Nos piden: $m_f = ¿?$

Se sabe que: $\boxed{\frac{m_0}{m_f} = 2^n}$ Donde: $n = \frac{t}{t_{½}} = \frac{120}{30} = 4$

Reemplazando: $\frac{30}{m_f} = 2^4 \Rightarrow \frac{30}{2^4} = m_f$

$m_f = \frac{30}{16}$ g $= 1,875$ g

∴ CLAVE: D

PROBLEMA 14 La suma de los números atómicos de dos isótonos es 54. Determine la diferencia de los números de masa de ambos si el menos pesado al emitir una partícula beta origina un núcleo de carga nuclear 27.

A) 1 B) 2 C) 3
D) 4 E) 5

Resolución: Según dato se tiene dos isótonos:

$${}^{A_1}_{Z_1}X \qquad {}^{A_2}_{Z_2}Y$$

Donde: $Z_1 + Z_2 = 54$ ....(α)

Nos piden: $A_2 - A_1 = ¿?$

Se cumple: $\boxed{n_X = n_Y}$ ....(θ)

Suponiendo que: $A_1 < A_2 \Rightarrow$ "X" es el menos pesado

$${}^{A_1}_{Z_1}X \rightarrow \underbrace{{}^{0}_{-1}e}_{\text{emisión beta}} + {}^{A_1}_{27}Z$$

(27 → Carga relativa)

$Z_1 = -1 + 27 \Rightarrow Z_1 = 26$

En (α): $26 + Z_2 = 54 \Rightarrow Z_2 = 28$

En (θ):
$$\underbrace{n_X}_{} = \underbrace{n_Y}_{}$$
$$A_1 - Z_1 = A_2 - Z_2$$
$$\underbrace{Z_2}_{} - \underbrace{Z_1}_{} = A_2 - A_1$$
$$\underbrace{28 - 26}_{} = A_2 - A_1$$
$$2 = A_2 - A_1$$

∴ CLAVE: B

PROBLEMA 15 En un centro médico de investigación se quiere estudiar la anemia de cierta persona, para lo cual a un perro se le inyectó en forma de sal de hierro 256 mg de $^{59}_{26}Fe$ (t ½ = 45 días). En cuánto tiempo el perro sólo tendrá 1 mg de radio isótopo en su sangre?

A) 360 días B) 315 días C) 350 días
D) 370 días E) 405 días

Resolución: Datos:
$$t_{1/2} = 45 \text{ días}$$
$$m_0 = 256 \text{ mg}$$
$$m_f = 1 \text{ mg}$$

Nos piden: t = ¿?

Aplicando:
$$\boxed{\frac{m_0}{m_f} = 2^n}$$

Reemplazando:
$$\frac{256}{1} = 2^n$$
$$2^8 = 2^n$$
$$n = 8$$

Además:
$$n = \frac{t}{t\,½}$$
$$t = n \,.\, t\,½$$


Hallando el tiempo para que el perro le quede 1 mg de isótopo:
$$t = 8 \times 45 \text{ días}$$
$$t = 360 \text{ días}$$

∴ CLAVE:A

PROBLEMA 16 El estroncio – 90 $\left(^{90}_{38}Sr\right)$ es un emisor beta con una vida de 28 años. ¿Cuánto tiempo tardará en desintegrarse el 93,75% de la cantidad original de la muestra dada?

A) 120 años B) 140 años C) 112 años
D) 84 años E) 130 años

Resolución: Datos: $t\frac{1}{2} = 28$ años

m_0 = Masa inicial

$$m_f = m_0 - \frac{93,75}{100}m_0 = \frac{6,25}{100}m_0$$

Nos piden: $t = ¿?$

Aplicando: $$\boxed{\frac{m_0}{m_f} = 2^n}$$

Reemplazando: $$\frac{m_0}{\frac{6,25\ m_0}{100}} = 2^n \Rightarrow 16 = 2^n$$

$$2^4 = 2^n$$

$$n = 4$$

Como transcurre 4 tiempo de vidas media, esto hace un total de:

$4 \times 28 = 112$ años

∴ CLAVE: C

PROBLEMA 17 Indicar la sustancia radiactiva con mayor velocidad de desintegración:

A) U – 227: $t\frac{1}{2} = 1,3$ min B) Rn – 219: $t\frac{1}{2} = 4$ s
C) Pb – 210: $t\frac{1}{2} = 21$ años
D) Au = 188: $t\frac{1}{2} = 2,7$ años E) H – 3: $t\frac{1}{2} = 12,2$ años

Resolución: Se cumple a menor tiempo de vida media mayor velocidad de desintegración. Ejemplo:

Se toma 100g de U – 227 y Rn – 219 cada uno:

1er CASO:

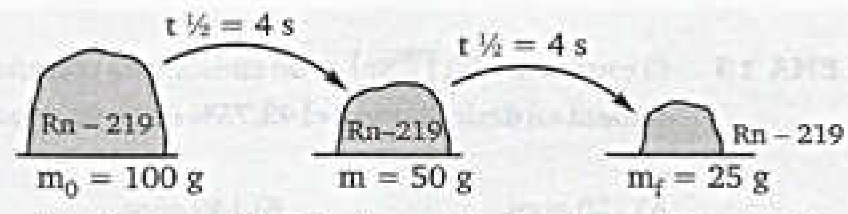
$t\frac{1}{2} = 1,3$ min $t\frac{1}{2} = 1,3$ min

U – 227 → U – 227 → U – 227

$m_0 = 100$ g $m = 50$ g $m_f = 25$ g

$t_{total} = 2,6$ min

2do CASO:



Se observa que la misma cantidad desintegrada de ambos núcleos, se logra en el primer caso en 2 vidas medias (2,6 min) y en el segundo caso menor tiempo (8s) lo cual implica mayor velocidad de desintegración.

∴ CLAVE: B

PROBLEMA 18 La vida media del Po – 218 es de 3 minutos, si para cierto experimento se requieren 10 mg de Polonio, el cual debe traerse de un reactor que se encuentra a ½ hora de distancia. ¿Qué masa de Po radiactivo debe traerse de dicho reactor?

A) 9,23 g B) 10,24 g C) 10,78 g
D) 11,22 g E) 11,24 g

Resolución: Según el problema los datos son:

$t_{1/2} = 3$ min
$t = 30$ min
$m_f = 10$ mg

Nos piden: $m_0 = ¿?$

Hallando el número de vidas medias transcurrido

$$\boxed{n = \frac{t}{t_{1/2}}} \Rightarrow n = \frac{30\text{ min}}{3\text{ min}} = 10$$

Reemplazando en: $\boxed{\frac{m_0}{m_f} = 2^n} \Rightarrow \frac{m_0}{10} = 2^{10}$

$m_0 = 10 \times 1024$
$m_0 = 10240\text{ mg} \cong 10{,}24\text{ g}$

Del reactor se debe tener una cantidad de 10,24 g de Polonio radiactivo

∴ CLAVE: B

PROBLEMA 19 Un contador Geiger mide la radiación que emite una sustancia en cuentas/min, donde a mayor masa de sustancia mayor radiación, si el Sr – 90 tiene una semivida de 28 años y se encuentra (año 2007) emitiendo 240 cuentas/min. ¿En qué año la misma muestra emitirá 30 cuentas/min?

A) 2091 B) 2083 C) 2967
D) 2095 E) 2057

Resolución: El contador mide la radiación del Sr – 90, considerando:

$m_0 = 240$ cuentas/min

$m_f = 30$ cuentas/min

$t½ = 28$ años

Nos piden el tiempo que debe transcurrir pera que esto ocurra (t). Hallando el número de vidas medias (n) de:

$$\boxed{\frac{m_0}{m_f} = 2^n}$$

Reemplazando : $\frac{240}{30} = 2^n$

$8 = 2^n$

$2^3 = 2^n \Rightarrow n = 3$

Entonces el tiempo transcurrido es:

$$\boxed{t = n \times t}$$

$t = 3 \times 28$ años $\Rightarrow$ $t = 84$ años

El año en que el Sr – 90 emite 30 cuentas/min es el:

$2007 + 84 = 2091$

$\therefore$ CLAVE: A

PROBLEMA 20 El isótopo radiactivo del estaño $\left({}^{113}_{50}Sn\right)$ experimenta captura electrónica con un período de vida media de 118 días, si inicialmente se dispone de 160 núcleos de Sn. Determinar el número de protones en los núcleos residuales al cabo de 472 días.

A) 250 protones B) 450 protones C) 500 protones
D) 520 protones E) 600 protones

Resolución: Hallando el número de vidas medias (n) transcurrido:

$$n = \frac{t}{t\,½} = \frac{472}{118} = 4$$

Aplicando: $\boxed{\frac{m_0}{m_f} = 2^n}$

Reemplazando en: $\frac{160}{m_f} = 2^4 \Rightarrow m_f = 10$

La cantidad de núcleos residuales es 10 los cuales presentan en total:

$10 \times p = 10 \times 50 = 500$ protones

$\therefore$ CLAVE: C

PROBLEMAS PROPUESTOS

1. Sobre la radioactividad indicar lo incorrecto:

A) Fue descubierto por Becquerel y estudiado por Rutherford.
B) Consiste en la ruptura espontánea de un núcleo atómico por la emisión de partículas y radiaciones.
C) Se han detectado tres tipos de emisiones conocidos como α, β y γ
D) De acuerdo al poder de penetración e ionización se cumple el orden $\alpha > \beta > \gamma$
E) De las tres emisiones indicadas el α y β son de naturaleza corpuscular.

2. Respecto a la radiactividad y sus aplicaciones lo incorrecto es:

A) Las partículas α, son desviadas hacia el polo negativo de un campo electromagnético.
B) Orden de ionización $\alpha > \beta > \gamma$
C) Las partículas betas son electrones $({}^{0}_{+1}e)$
D) Con el carbono ${}^{14}_{6}C$ se puede calcular la edad de un resto fósil.
E) Los rayos γ se utilizan para eliminar células cancerígenas.

3. Completar las siguientes reacciones nucleares para la obtención de elementos transuranidos:

– ${}^{238}_{92}U + ... \rightarrow {}^{239}_{93}Np + {}^{0}_{-1}e$
– ${}^{239}_{94}Pu\ (p, ...)\ {}^{240}_{96}Am$

A) α, β B) α, β^{+} C) η, β^{+}
D) p, β^{+} E) η, β^{-}

4. Durante la desintegración radiactiva de ${}^{232}_{90}Th$ por emisión de partículas de emisión α, β, β, α , α, α, α, β, γ y el núcleo obtenido es el:

A) ${}^{206}_{82}Po$ B) ${}^{212}_{82}Pb$ C) ${}^{208}_{82}Pb$
D) ${}^{212}_{83}Bi$ E) ${}^{207}_{82}Pb$

5. Al completar las siguientes ecuaciones nucleares indicar los núcleos que se obtienen.

I. ${}^{53}_{24}Cr + {}^{2}_{1}H \rightarrow {}^{1}_{0}n + ...$
II. ${}^{19}_{9}F + {}^{1}_{1}H \rightarrow .... + \gamma$

A) ${}^{54}_{26}Fe$, ${}^{40}_{20}Ca$ B) ${}^{54}_{25}Mn$, ${}^{21}_{10}Ne$
C) ${}^{54}_{25}Mn$, ${}^{20}_{10}Ne$
D) ${}^{55}_{25}Mn$, ${}^{20}_{10}Ne$ E) ${}^{20}_{10}Ne$, ${}^{55}_{25}Mn$

6. El núcleo del isótopo ${}^{238}_{92}U$ como resultado de la desintegración radiactiva se transformó en el núcleo ${}^{226}_{88}Ra$. ¿Cuántas partículas α y β emite el núcleo inicial?

A) 3,2 B) 3,3 C) 2,2
D) 1,3 E) 2,4

7. En la serie de desintegración ${}^{235}_{92}U$ emite 7 partículas alfa y 4 beta. Indicar el núcleo resultante obtenido.

A) ${}^{207}_{84}Po$ B) ${}^{210}_{82}Pb$ C) ${}^{207}_{82}Pb$
D) ${}^{217}_{86}Rn$ E) ${}^{210}_{83}Bi$

8. Sobre las radiaciones α, β y γ lo correcto es:

A) Son de naturaleza corpuscular
B) Orden de ionización $\alpha > \beta > \gamma$
C) La emisión alfa son átomos de Helio
D) Cuando el ${}^{14}_{6}C$ emite una partícula beta el Núcleo resultante posee un protón menos que el inicial.
E) La fisión nuclear consiste en la ruptura de núcleos livianos.

9. Que especie química se obtiene cuando el ${}^{237}_{93}Np$ libera una partícula alfa.

A) ${}^{235}_{92}U$ B) ${}^{233}_{91}Pa$ C) ${}^{247}_{97}Bk$
D) ${}^{258}_{102}Bi$ E) ${}^{242}_{94}Pu$

10. Hallar el número de partículas neutras que contiene el núcleo resultante en el siguiente proceso: ${}^{23}_{11}Na$ (D, n) ....

A) 6 B) 8 C) 9
D) 12 E) 14

11. El uranio tiene varios isótopos uno de ellos es el ${}^{238}_{92}U$ emitiendo en forma consecutiva 3 partículas alfa. Hallar el núcleo final producido.

A) ${}^{224}_{88}Po$ B) ${}^{216}_{86}Rn$ C) ${}^{226}_{90}Th$
D) ${}^{226}_{86}Rn$ E) ${}^{222}_{88}Ra$

12. De las siguientes proposiciones indicar verdadero (V) o falso (F) según corresponda:
I. La radicación γ es la más penetrante
II. El tritio tiene 2 protones
III. Cuando el núcleo radiactivo emite una partícula beta, el nuevo núcleo es isóbaro con el núcleo inicial.

A) FVV B) VFV C) FFF
D) VVV E) VFF

13. Si un átomo es isótono con ${}^{231}_{95}Am$ e isótopo con el ${}^{235}_{92}U$ y además este átomo emite las siguientes partículas. Por ser inestable α, β, β, α, α, α, α, α, β, β, α, β, β, α. Hallar la cantidad de neutrones del núcleo final.

A) 104 B) 114 C) 128
D) 124 E) 140

14. Un átomo de número atómico mayor de 82 libera 1 partícula alfa y 2 beta. Indicar que relación hay en el núcleo final con el inicial.

A) Isótopos B) Isómeros C) Isóbaros
D) Homólogos E) Isótonos

15. Indicar el número de desintegraciones α y β en el siguiente proceso:

$${}^{232}_{90}Th \rightarrow {}^{224}_{88}Ra + ... + ...$$

A) 3 y 2 B) 3 y 3 C) 5 y 3
D) 2 y 4 E) 2 y 2

16. Completar las ecuaciones nucleares e identificar la alternativa correcta:
I. ${}^{27}_{13}Al\ (\alpha, ...)\ {}^{30}_{15}P$
II. ..... $(n, \alpha)\ {}^{26}_{11}Na$

A) n ; B B) n ; ${}^{27}_{13}Al$ C) α ; ${}^{27}_{13}Al$
D) β+ ; ${}^{14}_{7}N$ E) ${}^{29}_{13}Al$; n

17. Sobre la radiactividad es incorrecto que:

A) La radiactividad natural se produce espontáneamente por la emisión de rayos ó partículas.
B) Los núcleos con alta cantidad de neutrones y poca cantidad de protones emiten radiación beta.
C) El ${}^{90}_{38}Sr$ al emitir una partícula beta se transforma a ${}^{90}_{39}Y$.
D) Artificialmente un núcleo estable puede hacerse radiactivo para producir otro núcleo.
E) En la siguiente transmutación artificial se libera una partícula Alfa ${}^{60}_{28}Ni$(n, ¿...?) ${}^{60}_{27}Co$

18. Indicar cuántas partículas α y β han emitido en el siguiente proceso ecuación:

$${}^{214}_{83}Bi \rightarrow {}^{210}_{84}Po + ... + ...$$

A) 1 y 3 B) 2 y 4 C) 2 y 3
D) 1 y 2 E) 3 y 4

19. Relacionar e indicar la proposición correcta:
I. ${}^{49}_{23}V + \beta \rightarrow {}^{49}_{22}Ti + \gamma$
II. ${}^{235}_{92}U + n \rightarrow {}^{98}_{40}Zr + {}^{136}_{52}Te + 2\,{}^{1}_{0}n$
III. ${}^{1}_{1}H + {}^{1}_{1}H \rightarrow {}^{2}_{1}H + \beta^{+}$

a. Fisión nuclear
b. Fusión nuclear
c. Captura electrónica
d. Emisión beta

A) IIIb-IIc-Ia B) Ia-IIb-IIIc C) Ic-IId-IIIa
D) IIIb; IIa, IC E) Ic-IIa-IIIb

20. Durante la desintegración del $^{238}_{92}U$. este decae mediante una serie de emisiones alfa y beta al núcleo estable del $^{206}_{82}Pb$. Determinar cuántas partículas α y β se liberan en este proceso.

A) 6,8 B) 8,6 C) 4,3
D) 3,4 E) 7,6

21. En una serie desintegración se inicia el $^{237}_{93}Np$ y finaliza con el $^{209}_{83}Pb$ produciendo emisión alfa y beta. Determine la cantidad de cada una de estas partículas emitidas.

A) 7α y 5β B) 7α y 4β C) 5α y 4β
D) 8α y 3β E) 6α y 6β

22. La serie radiactiva del Pb – 214 (Z = 82) emite sucesivamente tres partículas beta y una partícula alfa. Determine el núcleo formado.

A) $^{210}_{83}Bi$ B) $^{212}_{83}Bi$ C) $^{210}_{84}Po$
D) $^{212}_{83}Bi$ E) $^{210}_{81}Tl$

23. En la reacción nuclear:

$$^{241}_{94}Pu + n \rightarrow\ ^{202}_{82}Pb + a\alpha + b\beta$$

calcular: a + b

A) 18 B) 19 C) 20
D) 21 E) 22

24. Indicar aquella partícula que tiene las siguientes características:
- Es de carga positiva
- se produce en la fusión nuclear
- Al ser emitida por un núcleo inestable el nuevo es isóbaro con el inicial

A) Protón B) Neutrino C) Electrón
D) Positrón E) Neutrón

25. El núcleo del $^{247}_{96}Cm$ emite sucesivamente α, β, α, α, β, γ, α. Cuál será el número de neutrones del núcleo resultante.

A) 120 B) 141 C) 125
D) 135 E) 115

26. ¿Cuántas emisiones α y β se deben liberar para que se produzca la siguiente transmutación:

$$^{262}_{99}X \rightarrow\ ^{230}_{90}Y + \alpha + \beta?$$

A) 6 y 8 B) 8 y 7 C) 7 y 9
D) 6 y 15 E) 6 y 9

27. Si sabemos que en la transmutación de $^{158}_{65}Tb$ a $^{155}_{64}Gd$ siempre aparece liberando un átomo de protio. ¿Qué otra emisión habrá?

A) 2α B) $2\beta^+$ C) 2β
D) 2n E) 1α y 2β

28. El $^{244}_{98}Cf$ se desintegra emitiendo consecutivamente β, β, α, α, α, β^+ indicar la cantidad de neutrones del núcleo producido.

A) 145 B) 138 C) 141
D) 128 E) 139

29. Un elemento químico posee 2 isótopos y sus números de masa suman 420 y tiene 120 y 128 neutrones respectivamente. Si el isótopo pesado emite una partícula alfa. ¿Qué nuclido se formaría?

A) $^{214}_{84}Po$ B) $^{210}_{86}Rn$ C) $^{210}_{84}Po$
D) $^{214}_{86}Rn$ E) $^{210}_{82}Pb$

30. El núcleo de un átomo radiactivo emite consecutivamente dos deuterones y un positrón, el núcleo resultante posee 35 neutrones. Hallar el número de neutrones del núcleo antes de la emisión.

A) 38 B) 37 C) 36
D) 35 E) 34

31. Si disponemos de 600g de Be cuyo tiempo de vida media es de 52 días. ¿Qué cantidad de masa se habrá transformado luego de 156 días?

A) 75 g B) 230 g C) 300 g
D) 525 g E) 450 g

32. Sobre algunas aplicaciones de la radiactividad lo incorrecto es:

A) Se utiliza C – 14 en la datación o determinación de antigüedad de restos fósiles.
B) el Co – 60 se utiliza para eliminar células cancerígenas.
C) La bomba atómica es una bomba de fisión puesto que un neutrón lento provoca la ruptura del U – 235 ó Pu – 239.
D) Para moderar o disminuir la velocidad de los neutrones se utiliza D_2O (agua pesada)
E) A diferencia de la fisión, la fusión nuclear es un proceso más limpio, libera gran cantidad de energía que es controlable.

33. Un átomo cuya carga nuclear es 25 es isóbaro con el $^{59}_{28}Ni$, si este emite una partícula beta. Determinar la suma del número de masa y la carga nuclear del nuevo núcleo obtenido.

A) 80 B) 81 C) 82
D) 85 E) 84

34. Indicar verdadero (V) o falso (F) respecto a la fusión nuclear:
I. Los núcleos formados son altamente inestables.
II. Existen reactores nucleares de fusión.
III. Es necesario conseguir el estado de plasma para lograr la fusión nuclear.
IV. La fusión es la unión de átomos ligeros para formar átomos más pesados generando a si mayor energía que la fisión.

A) VFVF B) FVFF C) VVFF
D) FFVF E) FFVV

35. Cierto átomo M es isotono con A. ¿Cuántos neutrones se podrá obtener al bombardear con partículas α al átomo de D si se obtiene en dicha transmutación el átomo M.

A) 1 B) 2 C) 3
D) 4 E) 5

36. Indicar verdadero (V) o falso (F) respecto a la fisión nuclear:
I. Los núcleos formados constituyen los desechos radiactivos.
II. La bomba atómica se basa en la fisión y esta se crea a base de U – 235.
III. La fisión nuclear también puede lograrse en los elementos ligeros.
IV. La fisión puede ser iniciada bombardeando núcleos pesados con otras partículas, estas incluyen fotones, partículas α y rayos γ.

A) FFFF B) VFFF C) VVVV
D) FVVV E) FVFV

37. En las siguientes proposiciones indicar verdadero (V) o falso (F):
I. En la fusión nuclear se genera mayor energía que en la fisión nuclear.
II. La bomba atómica es un ejemplo de una fusión nuclear.
III. La generación de Helio a partir de Hidrógeno en el sol es un ejemplo de una fisión.

A) FFV B) VVF C) VFF
D) FVF E) VVV

38. Si 16 μg de una sustancia radiactiva se desintegra durante 20 s tiempo al término la masa final es 1 ug. ¿Cuál es la vida media de dicha sustancia?

A) 5 s B) 10 s C) 20 s
D) 1 s E) 40 s

39. Calcular el porcentaje de los átomos del isótopo I – 128 (t 1/2 = 25 min) que quedan sin desintegrar después de su almacenamiento durante 2,5 horas.

A) 15,6% B) 31,2% C) 1,56%
D) 3,12% E) 0,78%

40. Hallar la masa de cierto radioisótopo (t 1/2 = 8,5h) que quedo luego de 25,5 h de almacenamiento si la masa inicial de este constituía 200 mg.

A) 50 mg B) 25 mg C) 12,5 mg
D) 75 mg E) 100 mg

41. El isótopo radiactivo de flúor ($^{18}_{9}F$) sufre una desintegración del 87,5% en 336 minutos. Hallar su vida media.

A) 14 min B) 50 min C) 84 min
D) 10 min E) 112 min

42. En un laboratorio se realiza ensayos con F – 18 (t 1/2 = 1,9 h) El transporte desde el reactor nuclear, IPEN, ubicado en Huarangal hasta el laboratorio requiere de 9,5 horas. ¿Cuánto F – 19 se ha de remitir para que el laboratorio pueda disponer de 1,5 g de dicha sustancia?

A) 96 g B) 64 g C) 48 g
D) 36 g E) 24 g

43. Respecto a la Fisión y Fusión nuclear señalar la alternativa incorrecta:

A) La fusión es la unión de átomos ligeros para producir átomos más pesados.
B) La fisión se produce por acción de 3 neutrones sobre un núcleo pesado para producir una reacción en cadena.
C) La fisión es la base de funcionamiento de la bomba atómica.
D) La fusión a diferencia de la fisión no produce isótopos radioactivos.
E) En el Sol ocurre un proceso de fusión.

44. El elemento 109, denominado meitnerio en honor a Lise Meitner, se obtiene de la siguiente transmutación:

$$^{209}_{83}Bi + ^{58}_{26}Fe \rightarrow ^{A}_{Z}Mt + ^{1}_{0}n$$

Determine la cantidad de neutrones en el núcleo del meitnerio.

A) 125 B) 126 C) 127
D) 266 E) 157

45. Sobre un núcleo de Francio – 223 (Z = 87) impacta un proyectil de bombardeo, logrando la formación de plutonio – 241 (Z = 94) con la liberación de dos neutrones. Determine la cantidad de neutrones en el proyectil de bombardeo.

A) 15 B) 12 C) 14
D) 13 E) 18

46. Si inicialmente se tiene 183,04 kg de I – 128 y luego de 2 horas con 5 minutos solo se encuentra 5,72 kg del I – 128. Hallar su tiempo de vida media.

A) 12 B) 18 C) 20
D) 24 E) 25

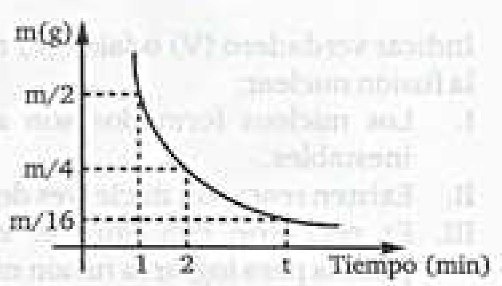
47. Un isótopo de Te – 130 (Z = 52) al ser bombardeado por un deuterón origina un nuevo y libera dos neutrones; determine la cantidad de electrones en el catión trivalente del nuevo elemento químico.

A) 47 B) 53 C) 46
D) 48 E) 50

48. El radioisótopo Americio – 241 cuyo tiempo de vida media es 433 años se usa comercialmente para detectar la presencia de humos en tuberías industriales. Determine el tiempo que debe transcurrir para que se desintegre el 87,5% del mismo.

A) 1299 años B) 866 C) 1732
D) 1159 E) 1450

49. A partir de 16g de un radioisótopo cuya curva de semidesintegración es:



Determine: t y la masa que aún queda luego de 8 minutos.

A) 2 min y 62,5 mg B) 5 min y 50 mg
C) 4 min y 250 mg
D) 2 min y 125 mg E) 4 min y 62,5 mg

50. El isótopo de plata – 110, es inestable, su núcleo se desintegra emitiendo partículas β, si al cabo de 120 segundos, 32g de dicho isótopo disminuyó a 1000 mg. Determine el tiempo de semidesintegración.

A) 48 s B) 12 C) 96
D) 24 E) 6



Teorías y Modelos Atómicos

OBJETIVOS

- Tener una idea general de la composición intima de todos los materiales que nos rodean.
- Conocer el desarrollo histórico de las teorías y modelos atómicos.
- Entender la importancia de aquellos hechos experimentales que precedieron a los diferentes modelos atómicos.

MAX KARL ERNST LUDWIG PLACK (1858 – 1947), físico alemán, premiado con el Nobel, considerado el creador de la teoría cuántica.



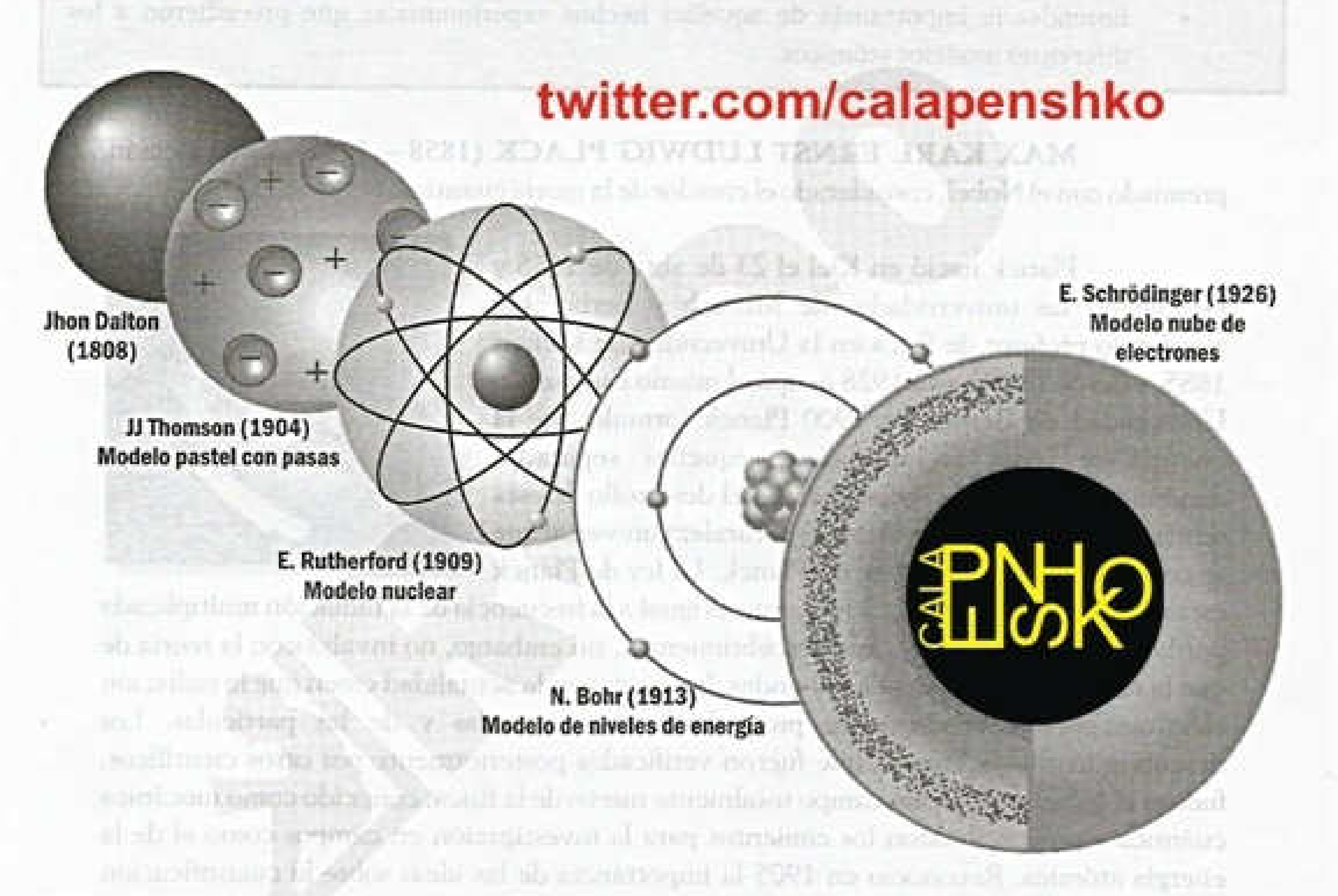
Planck nació en Kiel el 23 de abril de 1858 y estudió en las universidades de Munich y Berlín. fue nombrado profesor de física en la Universidad de Kiel en 1885, y desde 1889 hasta 1928 ocupó el mismo cargo en la Universidad de Berlín. En 1900 Planck formuló que la energía se radia en unidades pequeñas separadas denominadas cuantos. Avanzando en el desarrollo de esta teoría, descubrió una constante de naturaleza universal que se conoce como la constante de Planck. La ley de Planck establece que la energía de cada cuanto es igual a la frecuencia de la radiación multiplicada por la constante universal. Sus descubrimientos, sin embargo, no invalidaron la teoría de que la radiación se propagaba por ondas. Los físicos en la actualidad creen que la radiación electromagnética combina las propiedades de las ondas y de las partículas. Los descubrimientos de Planck, que fueron verificados posteriormente por otros científicos, fueron el nacimiento de un campo totalmente nuevo de la física, conocido como mecánica cuántica y proporcionaron los cimientos para la investigación en campos como el de la energía atómica. Reconocio en 1905 la importancia de las ideas sobre la cuantificación de la radiación electromagnética expuestas por Albert Einstein, con quien colaboró a lo largo de su carrera.

Planck recibió muchos premios por este trabajo, especialmente, el Premio Nobel de Física, en 1918. En 1930 Planck fue elegido presidente de la Sociedad Kaiser Guillermo para el Progreso de la ciencia, la principal asociación de científicos alemanes, que después se llamó Sociedad de Planck. Sus críticas abiertas al régimen nazi que había llegado al poder en Alemania en 1933 le forzaron a abandonar la Sociedad, de la que volvió a ser su presidente al acabar la II Guerra Mundial. Murió en Gotinga el 4 de octubre de 1947. Entre sus obras más importantes se encuentran *Introducción a la física teórica* (5 volúmenes, 1932 – 1933) y *Filosofía de la física* (1936)

TEORÍAS Y MODELOS ATÓMICOS

INTRODUCCIÓN

Desde la antigüedad el ser humano se ha fascinado de la infinita variedad de los objetos materiales de su entorno, por lo que intento conocer no solo las características que los hacían diferentes entre si sino también conocer sus componentes íntimos o básicos es decir los átomos, poniendo a prueba su creatividad en la elaboración de teorías y modelos, desarrollo de experimentos y además de la construcción de artefactos novedosos y espectaculares para su tiempo. Surgieron muchos personajes de grandes visiones que son los responsables de nuestro conocimiento actual.



ETAPA FILOSÓFICA

Fueron los griegos los primeros en intentar dar una explicación filosófica e idealista (ya que no había forma de su demostración experimental) de la estructura interna de la materia, que consideraron discontinua, es decir presentaba un límite en su división ellos creían que poseían un componente básico o elemental.

Leucipo (450 a.n.e.), considero que este componente básico de la materia era el átomo (en griego "átomo" significa indivisible) que sería el límite d ela división de la materia.

Democrito (380 a.n.e.), que fue discípulo de Leucipo consideró el átomo como la realidad ínfima de la materia, partícula invisible, indivisible y eterna.

Luego otros personajes como Empedocles y Aristóteles explicaron la composición de la materia en términos de objetos más complejos como el aire, tierra, fuego y agua que tuvieron mayor aceptación, por ser dichos objetos observables, quedando así estancado ese periodo por caso 2000 años.

ETAPA CIENTÍFICA

Gracias al aporte de muchos físicos y químicos como Roberto Boyle que estudio a fondo los gases, Isaac Newton, etc. quienes aceptaron la existencia del átomo, se desarrolla una nueva etapa que culmina con la elaboración de teorías atómicas con base científica, es decir presentaban sustento con hechos experimentales.

I. TEORÍA ATÓMICA DE DALTON

Desarrollado en 1808 por el físico inglés John Dalton con el fin de dar sustento a las leyes estequiométricas de las reacciones químicas, fue el primer modelo atómico, en base a leyes científicas

Considero al átomo casi bajo las mismas ideas de los griegos, como una pequeña esfera compacta, invisible, indivisible e indestructible pero le otorgo propiedades medibles como el peso y la masa.

ESQUEMA DEL ÁTOMO DE DALTON



ESFERA COMPACTA
INDIVISIBLE E INDESTRUCTIBLE

Dalton basó su teoría en tres supuestos:

1. Todo elemento químico está formado por átomos que son partículas discretas e indivisibles por más violentas que sean las reacciones donde participen.
2. Todos los átomos que conforman un elemento químico son idénticos en todas sus propiedades así como su masa y volumen (tamaño) y se diferencian de los átomos de otros elementos por estas características.
3. En las reacciones químicas los átomos de elementos diferentes se combinan en proporciones definidas y sencillas para formar compuestos químicos donde dichos átomos se acomodan.

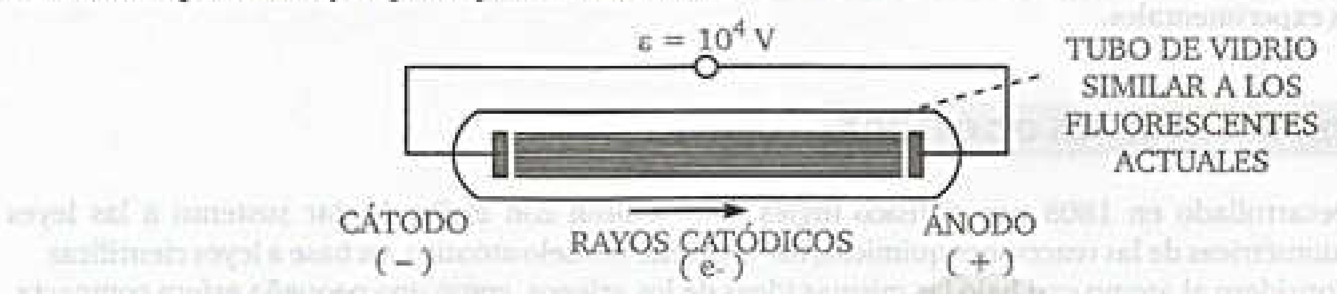
En la actualidad algunas consideraciones de este modelo NO SON VÁLIDAS, como el hecho de que el átomo es indivisible (supuesto 1), además de la existencia de isótopos con lo que queda comprobado que los átomos de un mismo elemento difieren entre sí (supuesto 2), pero el tercer supuesto si es correcto ya que en las reacciones químicas los átomos no se dividen, solo tienen un reordenamiento en proporciones numéricas simples, incluso el mismo Dalton negó la existencia de moléculas homo-atómicas como H_2, O_2, P_4, S_8. Sin embargo está teoría a pesar de sus limitaciones sirvió como base para el desarrollo de la química moderna.

DESCUBRIMIENTO DEL ELECTRÓN

Durante muchos años se estudió la naturaleza y el origen de la corriente eléctrica así como su relación con la materia, pero fue con la creación del tubo de descarga o vacío por Williams Crookes (1886) generador de los famosos rayos catódicos, donde se pudo conocer más detalles acerca de la electricidad.

TUBO DE RAYOS CATÓDICOS

Consiste en un tubo de vidrio sellado en la cual previamente se hizo el vacío (se extrajo todo el aire) y se le colocó dos electrodos (bornes) de un circuito eléctrico. Al ser sometido a una diferencia de potencial de 6 000V a 10 000V (V: volt) se observa que desde el electrodo cátodo y con dirección hacia el ánodo se desprenden rayos que viajan en línea recta.



Por medio de una serie de análisis experimentales se demostró que estos rayos estaban formados por un flujo de partículas de carga eléctrica negativa a los que ya se les había denominado electrones (George Stoney 1874) cuya procedencia era independiente del material de la cual estaba hecho el cátodo, es decir formaba parte de todos los tipos de materia y era componente del átomo.

Pero fue Joseph Thomson en 1897 quien logra determinar la relación entre la carga y la masa de esta partícula con lo cual se le atribuye el merito de descubridos del electrón:

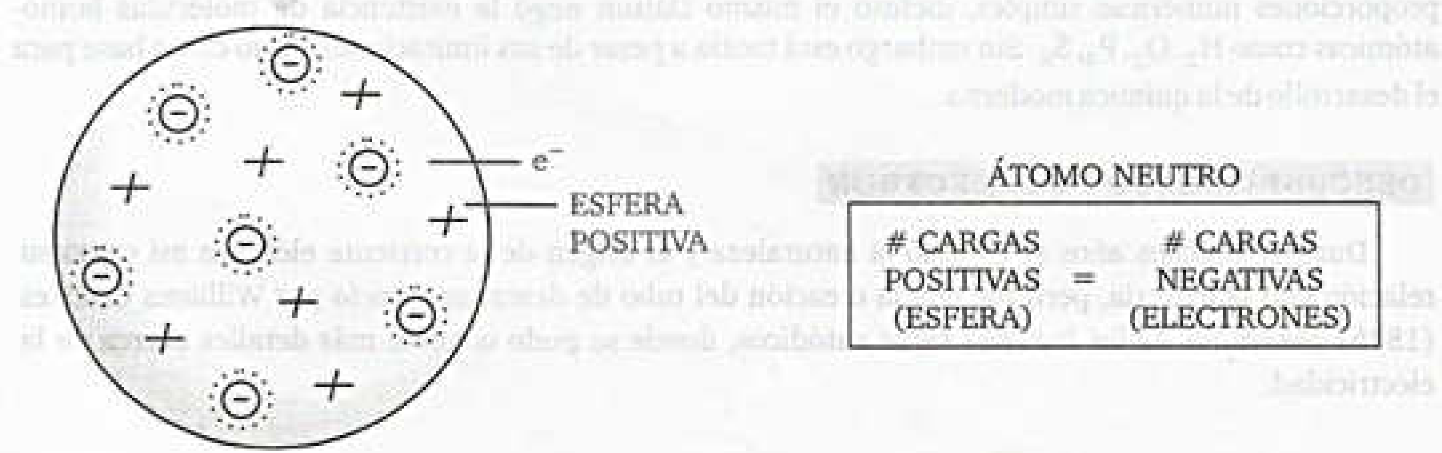
$$\frac{\text{carga (e)}}{\text{masa (m)}} = 1{,}758.10^{8}\ \frac{\text{Coulomb}}{\text{gramo}}$$

Posteriormente en 1909 el físico norteamericano Robert Milikan en su famoso experimento de la "gota de aceite" logro medir la carga eléctrica del electrón.

II. MODELO ATÓMICO DE THOMSON

En 1904 J. Thomson teniendo como antecedente el descubrimiento del electrón propone su modelo atómico del "budín con pasas" donde considera al átomo como una esfera compacta de carga eléctrica positiva uniforme distribuida, con los electrones de carga eléctrica negativa incrustados en su superficie de tal forma que el átomo representa un sistema eléctricamente neutro.

ESQUEMA DEL "BUDÍN CON PASAS"



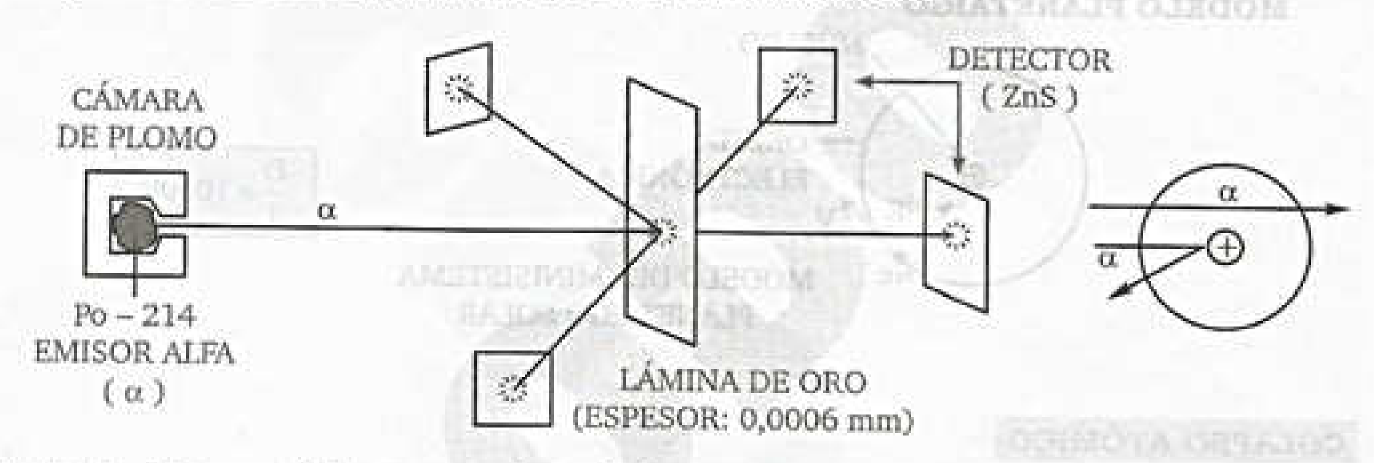
La importancia de este modelo radica en que se asigna propiedades eléctricas del átomo, su neutralidad y su ionización.

DESCUBRIMIENTO DEL NÚCLEO ATÓMICO

En 1909 Ernest Rutherford y sus colaboradores Hans Geiger y Enerst Marsden llevaron a cabo el famoso experimento de la "lámina de Oro" con la finalidad de demostrar la validez del modelo atómico de Thomson.

El experimento consistía en disparar con partículas alfa (partículas de carga eléctrica positiva) una delgadísima lámina de Oro, observándose que la gran cantidad de partículas alfa atravesaban la lámina sin desviación pero una pequeña cantidad se desviaba e incluso algunos rebotaban:

ESQUEMA DEL EXPERIMENTO DE LA LÁMINA DE ORO



Rutherford interpretó el comportamiento de las partículas α admitiendo que la masa y la carga positiva del átomo se encontraban concentradas en una región muy pequeña del átomo: el núcleo. Los electrones giraban a su alrededor a gran distancia, comparada con el tamaño del mismo. Casi todo el volumen del átomo estaba vacío, por eso la mayoría de las partículas α podían atravesar la lámina metálica sin desviarse, sólo las partículas que pasaban cerca del núcleo eran desviadas por repulsión electrostática (tenían la misma carga) y muy pocas incidían sobre él y rebotaban.

III. MODELO ATÓMICO DE RUTHERFORD

En 1911 propone su modelo atómico nuclear (átomo con núcleo) o del "sistema solar en miniatura" donde afirma que el átomo es un sistema dinámico formado por un núcleo central de carga eléctrica positiva y los electrones giran a gran velocidad a su alrededor en órbitas circulares y concéntricas.

A partir de estas consideraciones se puede describir el átomo de Rutherford mediante los siguientes puntos:

1. El núcleo es la parte del átomo en la que se encuentra localizada casi toda la masa del mismo y toda la carga positiva.
2. Alrededor del núcleo y a gran distancia, comparada con las dimensiones del mismo, se mueven los electrones describiendo órbitas circulares. La fuerza centrípeta necesaria para mantener el electrón girando en una órbita circular la produce la fuerza electrostática entre cargas de distinto signo.

$$\frac{m.v^2}{r} = K.\frac{Q.Q'}{r^2}$$

3. El número de cargas positivas del núcleo debe ser igual al número de electrones, para que el átomo sea eléctricamente neutro.

La aportación más importante del átomo de Rutherford fue la idea de un átomo "hueco" con dos zonas bien delimitadas: el núcleo central que concentra, prácticamente, la masa total posee carga positiva, y la corteza exterior, región casi vacía por la que se mueven los electrones cargados negativamente.

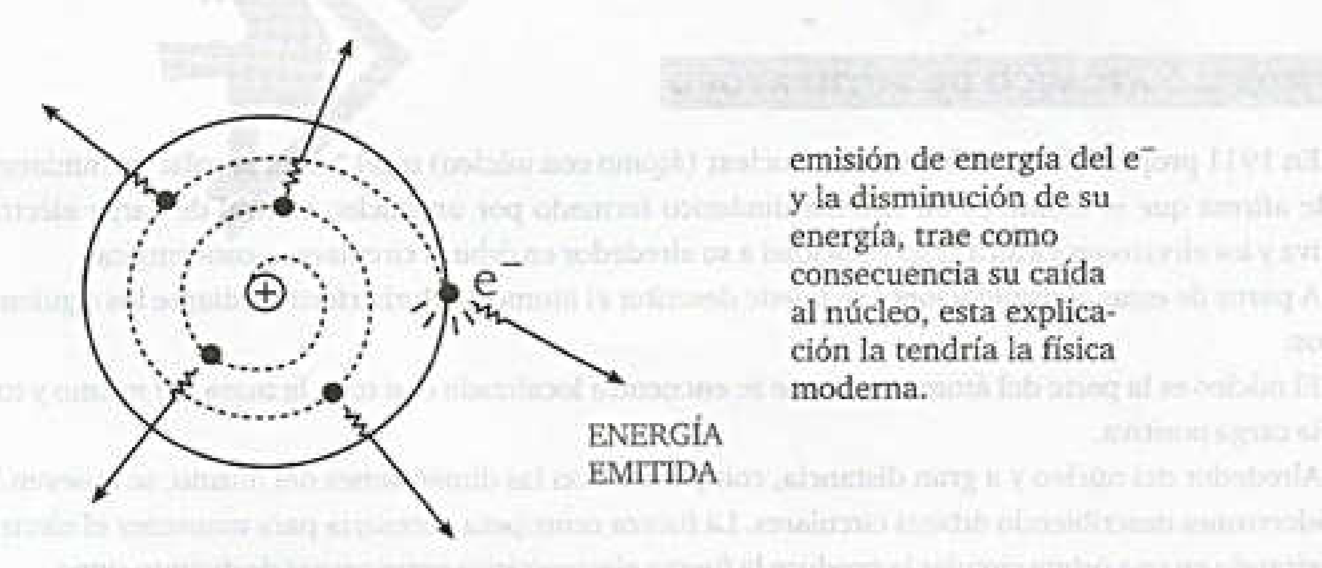
El inconveniente principal del modelo, que lo invalida teóricamente, es que según la teoría electromagnética clásica, el electrón, como cualquier carga con movimiento acelerado, debe emitir energía en forma de radiación electromagnética. Al perder energía su radio de giro disminuye y termina por caer sobre el núcleo. El modelo atómico describe un átomo que es inestable.





COLAPSO ATÓMICO

Una de las dificultades al considerar válido este modelo según la física clásica, es que al moverse el electrón de forma circular debería emitir energía de forma continua (ya que esta acelerado) por consiguiente su energía disminuye de tal forma que debido a la atracción eléctrica el electrón sería forzado a seguir una trayectoria en espiral y caería al núcleo, cosa que en la realidad no ocurría, y no podía ser explicado el porque con la Teoría Electromagnética de Maxwell.

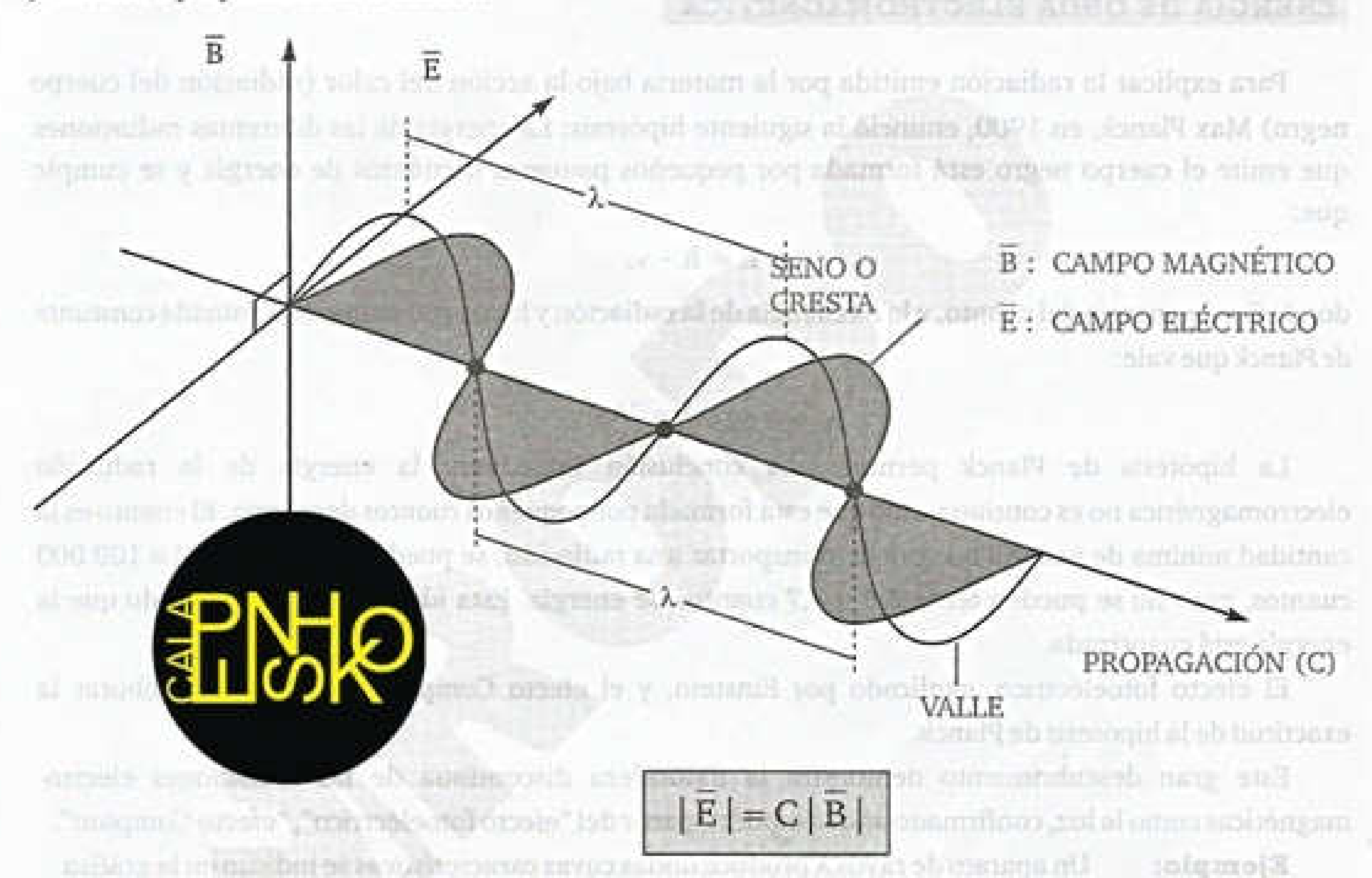


Hoy en día se conoce que la energía no se emite de forma continua lo que es la base de la física moderna o "cuántica" que explica satisfactoriamente los fenómenos atómicos.

RADIACIONES ELECTROMAGNÉTICAS (REM)

La radiación electromagnética es un tipo de energía que se propaga de forma ondulatoria, por medio de una onda electromagnética (OEM), el cual se diferencia de una onda mecánica porque no requiere necesariamente de un medio material para transmitirse pudiéndolo hacer en el vacío a la velocidad luz (C).

Las ondas electromagnéticas se producen por oscilaciones (perturbaciones) de campos magnéticos y eléctricos perpendiculares entre si:



$$|\overline{E}| = C|\overline{B}|$$

Toda onda en general se caracteriza por los términos siguientes:

- **Longitud de onda (λ)**

Nos indica el tamaño de onda, relativo a la distancia entre dos crestas consecutivas se le denomina también ciclo u oscilación. Se expresa en metros (m), milímetros (mm), manómetros (nm).

- **Frecuencia (ν)**

Nos indica el número de ciclos u oscilaciones (λ) que pasan por un punto en un segundo, siendo su unidad el hertz (s^{-1} : Hz)

$$\nu = \frac{\#ciclos}{s}$$

- **Velocidad (v)**

Nos indica la rapidez de propagación de la onda, lo cual depende del medio, siendo esta en el vacío igual a la velocidad luz (C: $3 \cdot 10^8$ m/s).

En toda onda su frecuencia y longitud son inversamente proporcionales y se relacionan según:

$$v \cdot \lambda = v \qquad\qquad v \cdot \lambda = C \quad \text{(REM)}$$

ENERGÍA DE ONDA ELECTROMAGNÉTICA

Para explicar la radiación emitida por la materia bajo la acción del calor (radiación del cuerpo negro) Max Planck, en 1900, enunció la siguiente hipótesis: La energía de las diferentes radiaciones que emite el cuerpo negro está formada por pequeños paquetes o cuántos de energía y se cumple que:

$$E = h \cdot v.$$

donde E es la energía del cuanto, v la frecuencia de la radiación y h una constante denominada *constante de Planck* que vale:

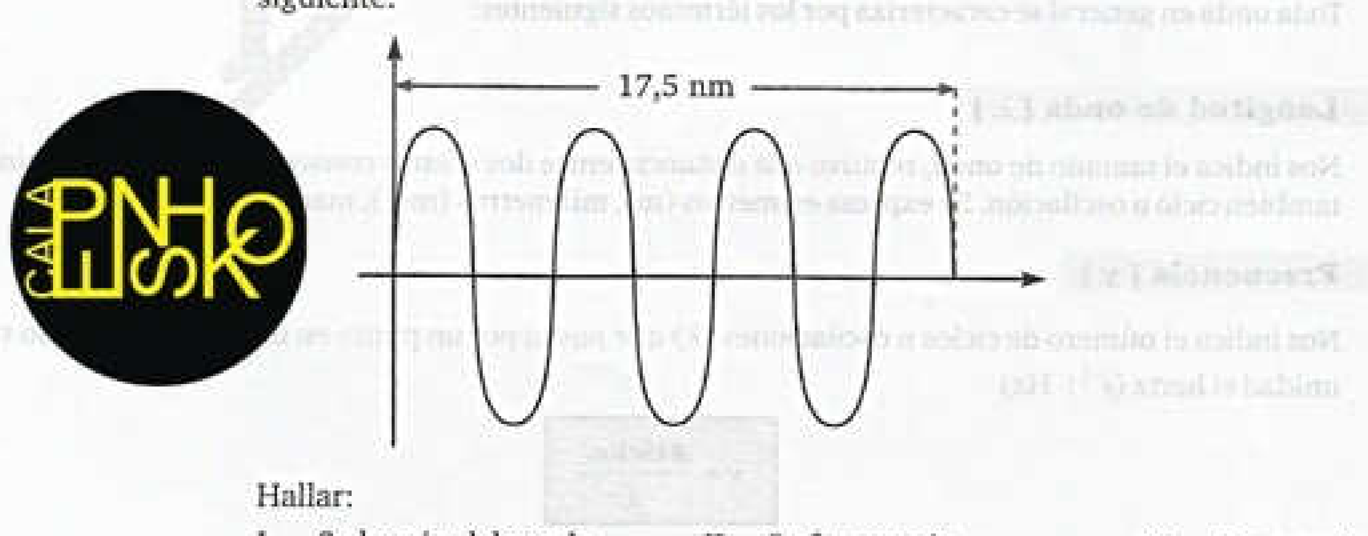
$$h = 6{,}624 \cdot 10^{-34} \text{ J . s}$$

La hipótesis de Planck permite una conclusión inmediata: la energía de la radiación electromagnética no es continua, sino que está formada por pequeños *cuantos de energía*. El cuanto es la cantidad mínima de energía que puede transportar una radiación; se puede tener 1, 2, 100 o 100 000 cuantos, pero no se pueden tener 2,5 o 3,7 cuantos de energía. Esta idea se expresa diciendo que la energía está cuantizada.

El efecto fotoeléctrico, explicado por Einstein, y el efecto Compton vinieron a corroborar la exactitud de la hipótesis de Planck.

Este gran descubrimiento demuestra la naturaleza discontinua de las radiaciones electromagnéticas como la luz, confirmado años después a partir del "efecto fotoeléctrico", "efecto Compton".

Ejemplo: Un aparato de rayos X produce ondas cuyas características se indican en la gráfica siguiente:



Hallar:

I. Su longitud de onda II. Su frecuencia III. Su energía

Resolución: I. De acuerdo a la gráfica observamos que en distancia total de 17,5 nanómetros se cuentan 3,5 longitudes de onda, luego:

$$3{,}5\,\lambda = 17{,}5\text{ nm}$$

$$\lambda = 5\text{ nm}$$

$$\Rightarrow \lambda = 5\cdot 10^{-9}\text{ m}$$

II. Para hallar su frecuencia empleamos la relación:

$$\nu = \frac{C}{\lambda}$$

$$\nu = \frac{3{,}0\cdot 10^{8}\text{ m/s}}{5{,}0\cdot 10^{-9}\text{ m}} = 6{,}0\cdot 10^{16}\text{ s}^{-1}$$

$$\Rightarrow \nu = 6{,}0\cdot 10^{16}\text{ Hz}$$

III. La energía de sus fotones lo hallamos de:

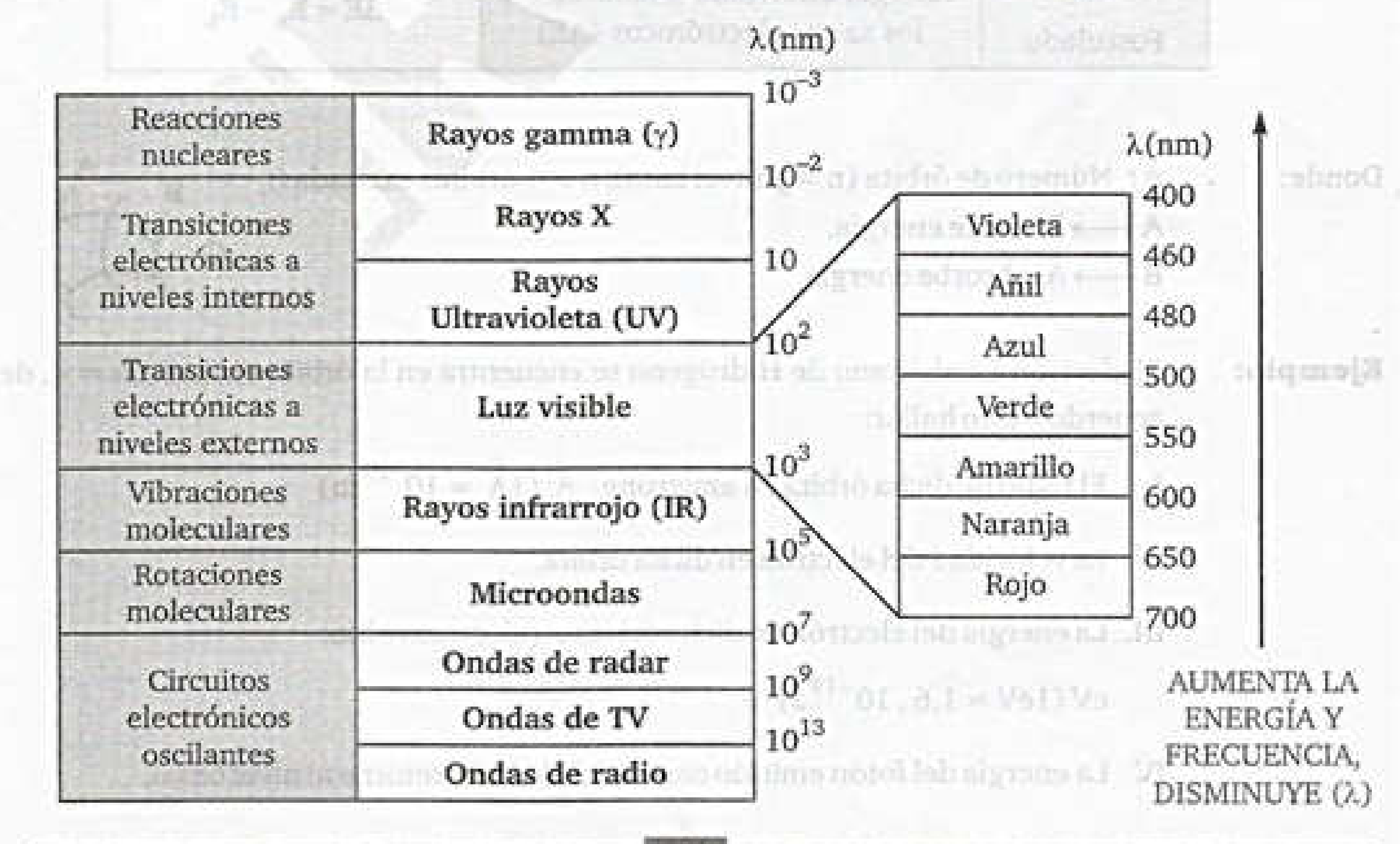
$$E = h\,\nu$$

$$E = 6{,}62\cdot 10^{-34}\text{J}\cdot\text{s}\cdot 6{,}0\cdot 10^{16}\text{ s}^{-1}$$

$$\Rightarrow E = 3{,}972\cdot 10^{-17}\text{J}$$

ESPECTRO ELECTROMAGNÉTICO TOTAL

Agrupa a todas las ondas electromagnéticas conocidas, ordenándolas según su energía, frecuencia y longitudes de onda, tenemos:



A todo el público en general:

El Proyecto Modo Scan+100 2.0, nace de una idea del
Team Calapenshko,
el cual es difundir todo aquel texto inédito que no esté circulando en la red.

Nuestro Grupo Calapenshko hace el mejor esfuerzo para digitalizar este libro, y así usted estimado lector pueda obtener la mejor experiencia que toda persona desea al abrir un libro.

Este proyecto llega gracias a las **donaciones que se pudo obtener de 100 personas** comprometidas con el proyecto **MODO SCAN+100 2.0**.

Este libro no debe ser prostituito monetariamente, este libro no debe ser coleccionado, este libro debe ser destruido analíticamente, así que te invito a leerlo.

No pagues por este libro de **circulación gratuita**,
búscalo en la red.

Atentamente, el GRUPO CALAPENSHKO

02 de setiembre del 2020



- En cuanto a los colores básicos de la luz visible se obtienen al hacer pasar luz blanca sobre un prisma y estos al reflejarse sobre los objetos determinan su coloración.

IV. MODELO ATÓMICO DE BOHR

En 1913 Niels Bohr propone su modelo atómico para el átomo de Hidrógeno (átomo de un sólo electrón), también para los hidrogenoides donde unifica conceptos de la física clásica y la teoría cuántica con la finalidad de corregir el modelo de Rutherford.

En este modelo matemático basado en el modelo planetario de Rutherford, el electrón solo puede moverse en órbitas definidas donde su momento angular (mvr) es un múltiplo entero (n) de $h/2\pi$, además considero a dicha órbita como un nivel estacionario de energía donde el electrón no absorbe ni emite energía ya que esta se encuentra cuantizada, con esto logra explicar la estabilidad atómica (explica por que no ocurre el colapso atómico de Rutherford). Otro logro significativo es el poder explicar los espectros del Hidrógeno mediante los saltos o transiciones electrónicas.

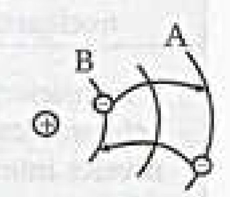
El desarrollo de este modelo permite calcular para el electrón los siguientes términos.

Primer Postulado	Radio de la órbita electrónica (r_n o R_n)	$R_n = 0{,}53\,\mathring{A} \cdot n^2$
Segundo Postulado	Velocidad del electrón en una órbita (v_n)	$v_n = \dfrac{2{,}2 \cdot 10^6\ m/s}{n}$
Tercer Postulado	Energía de la órbita electrónica (E_n)	$E_n = -\dfrac{13{,}6eV}{n^2}$
Cuarto Postulado	Energía absorbida o emitida en los saltos electrónicos (ΔE)	$\Delta E = E_a - E_b$

Donde: n : Número de órbita (n = 1 nivel basal, n > 1 órbitas excitadas)

A ⟶ B: emite energía.

B ⟶ A: absorbe energía.



Ejemplo: El electrón en el átomo de Hidrógeno se encuentra en la órbita excitada n = 4, de acuerdo a esto hallar:

I. El radio de dicha órbita en amstrong: $\mathring{A}$ ($1\mathring{A} = 10^{-10}$ m)

II. La velocidad del electrón en dicha órbita.

III. La energía del electrón en dicha órbita en electronvoltio: eV ($1eV = 1{,}6 \cdot 10^{-19}$ J)

IV. La energía del fotón emitido cuando el electrón retorne al nivel basal.

Resolución: I. El radio de la órbita lo determinamos de:

$$R_n = 0{,}53\,\mathring{A} \cdot n^2$$

$$R_4 = 0{,}53\,\mathring{A} \cdot 4^2$$

$$\therefore \quad R_4 = 8{,}48\,\mathring{A}$$

II. La velocidad del electrón en dicha órbita lo determinanos de:

$$v_n = \frac{2{,}2 \cdot 10^6\ m/s}{n}$$

$$v_4 = \frac{2{,}2 \cdot 10^6\ m/s}{4}$$

$$\therefore \quad v_4 = 5{,}5 \cdot 10^5\ m$$



III. La energía del electrón en dicha órbita es:

$$E_n = -\frac{13{,}6\ eV}{n^2}$$

$$E_4 = -\frac{13{,}6\ eV}{4}$$

$$\therefore \quad E_4 = -0{,}85\ eV$$

IV. La energía emitida cuando el electrón retorne al nivel basal $n = 1$ es:

$$\Delta E = E_4 - E_1$$

$$\Delta E = -\frac{13{,}6\ eV}{4^2} - \left(-\frac{13{,}6\ eV}{1^2}\right)$$

$$\therefore \quad \Delta E = 12{,}7\ eV$$

ESPECTROS ATÓMICOS DEL HIDRÓGENO

Se denomina espectros a los registros que dejan los fotones al impresionar láminas fotográficas, en el caso de los espectros atómicos representan un conjunto de líneas que pueden ser de absorción (líneas oscuras sobre fondo iluminado) o emisión (líneas brillantes sobre un fondo oscuro). Para el hidrógeno atómico se producen de la siguiente manera:

- **De Emisión**

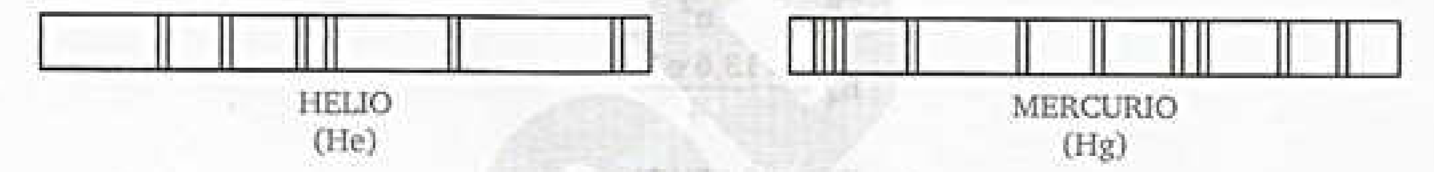
Cuando el Hidrógeno atómico es sometido a altos voltajes (5 000V a 10 000V) los electrones de los átomos se excitan trasladándose a niveles superiores para luego retornar emitiendo luz.

- **De Absorción**

Cuando se hace pasar luz blanca sobre el gas Hidrógeno atómico, absorbiéndose fotones de luz de forma selectiva.

ROJO
VERDE
AZUL
VIOLETA
EMISIÓN
ABSORCIÓN

Cada elemento químico presenta su propio espectro de absorción o emisión por lo que este registro se emplea para identificarlos.



SERIES ESPECTRALES EN EL ÁTOMO DE HIDRÓGENO

De acuerdo al modelo atómico de Bohr los diferentes saltos electrónicos en el átomo de Hidrógeno generan la emisión de fotones que se pueden registrar y ordenar en una lista de espectros según:

SERIE ESPECTRAL	NIVEL INICIAL (n_i)	NIVEL FINAL (n_f)	REGIÓN DE ESPECTRO
Lyman	2, 3, 4, 5, ... , ∞	1	Ultravioleta
Balmer	3, 4, 5, 6, ... , ∞	2	Visible
Paschen	4, 5, 6, 7, ... , ∞	3	Infrarrojo cercano
Brackett	5, 6, 7, 8, ... , ∞	4	Infrarrojo medio
Pfund	6, 7, 8, 9, ... , ∞	5	Infrarrojo lejano

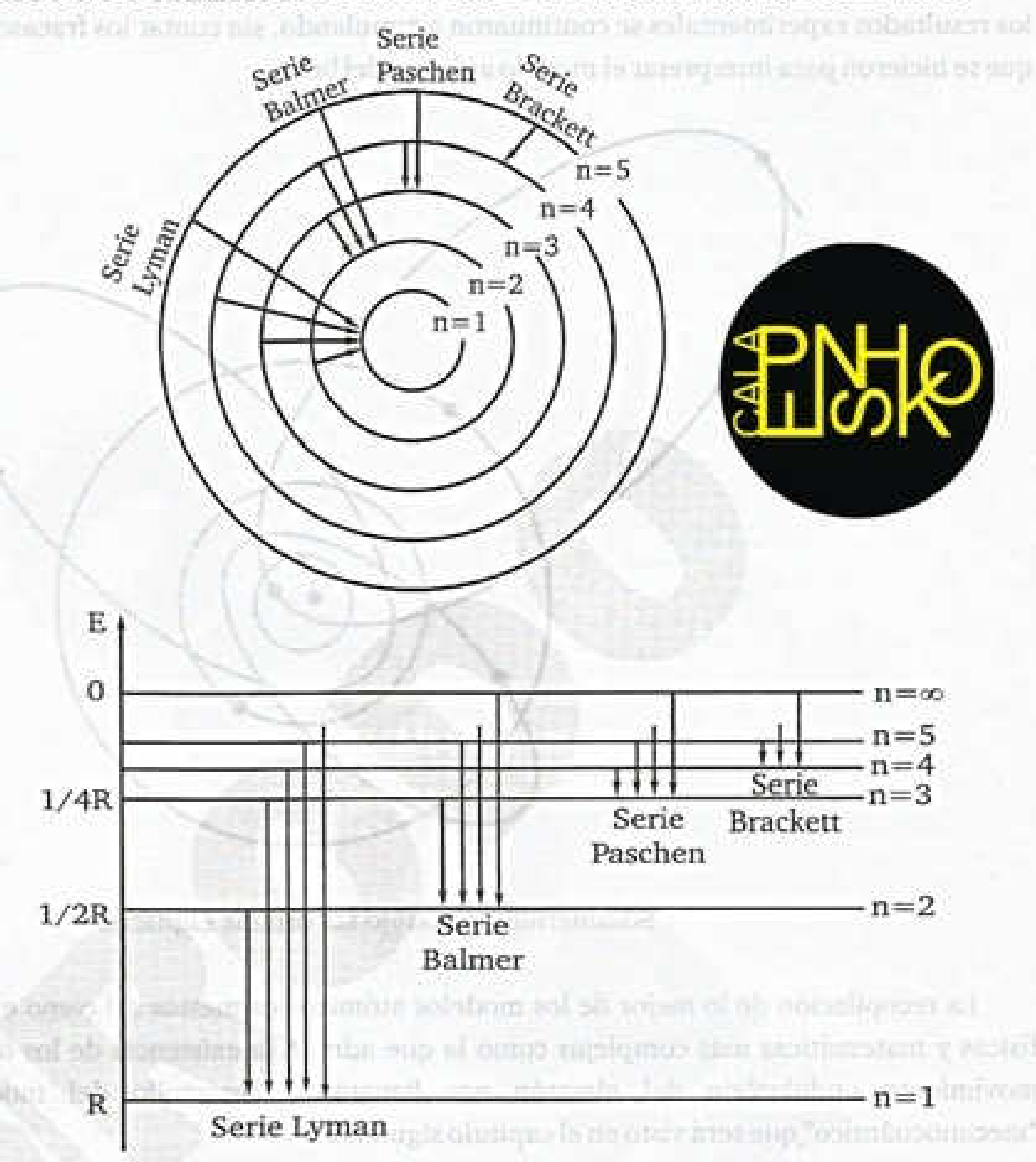
Donde la longitud de onda de los fotones emitidos se determina a partir de la siguiente relación:

n_f: nivel de llegada.
n_i: nivel de partida.

$$\frac{1}{\lambda} = R_H\left(\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2}\right)$$

R_H : 109678 cm^{-1}

SALTOS ELECTRÓNICOS Y FORMACIÓN DE LAS DISTINTAS SERIES ESPECTRALES



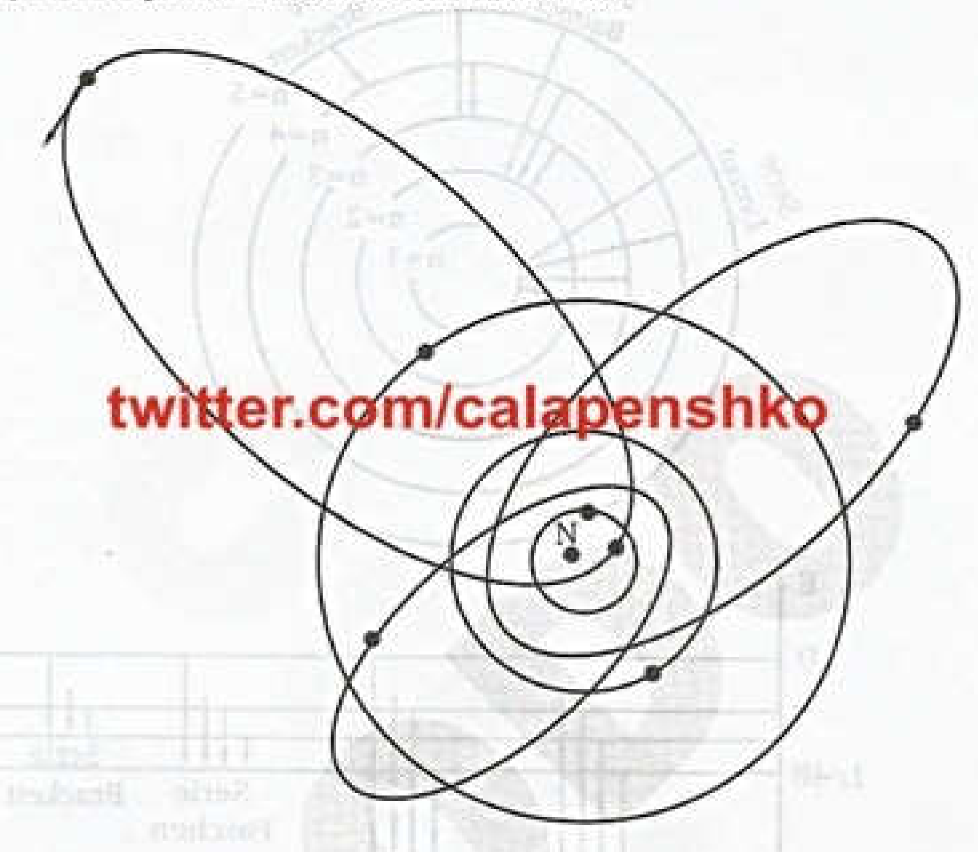
LIMITACIONES DEL MODELO ATÓMICO DE BOHR

- Es aplicable solo al átomo de Hidrógeno y las especies hidrogenoides que son iones de un solo electrón; por ejemplo: ${}_{2}He^{+1}$, ${}_{3}Li^{+2}$.

- No explica el efecto Zeeman que consiste en el desdoblamiento de las líneas espectrales en presencia de un campo magnético, lo que tiempo después demostraría la existencia de subniveles de energía (Sommerfel 1915: órbitas electrónicas elípticas)

Sommerfeld trató de resolver estas dificultades introduciendo modificaciones al modelo; consideró órbitas elípticas, que el electrón giraba alrededor del centro de gravedad del sistema núcleo – electrón; resolvió las ecuaciones del movimiento del electrón, introdujo nuevos niveles cuánticos para subniveles de energía.

Aunque estas modificaciones consiguieron algunos resultados, las discrepancias entre el modelo y los resultados experimentales se continuaron acumulando, sin contar los fracasos en todos los intentos que se hicieron para interpretar el modelo atómico del helio.

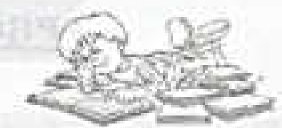


Sommerfeld introdujo las órbitas elípticas.

La recopilación de lo mejor de los modelos atómicos expuestos así como el desarrollo de teorías físicas y matemáticas más complejas como la que admite la existencia de los órbitales atómicos y el movimiento ondulatorio del electrón nos llevará al desarrollo del modelo atómico actual "mecanocuántico" que será visto en el capítulo siguiente.



EJERCICIOS DE APLICACIÓN



1. La idea del átomo que tenían los antiguos griegos era de:

   Rpta.: ....

2. En el modelo atómico de Dalton el átomo se considera:
   I. Una partícula indivisible.
   II. Está formado por electrones.
   III. Posee un núcleo atómico.

   Rpta.: ....

3. Afirmó que el átomo es una esfera de carga eléctrica positiva en cuya superficie se encuentran incrustados los electrones negativos a modo de "budín con pasas":

   Rpta.: ....

4. Sobre el modelo atómico de Rutherford, indique la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:
   I. Su modelo se asemeja al sistema planetario en miniatura.
   II. El átomo posee un núcleo donde se encuentran los protones.
   III. Son partes del átomo: electrones y núcleo positivo.

   Rpta.: ....

5. Cierto dispositivo electrónico emite rayos "X" cuya frecuencia es de 10^{17} Hertz. Halle la longitud de onda (en nm) de esta radiación.

   Rpta.: ....

6. En el espectro electromagnético total los rayos cósmicos son los que poseen la mayor energía, el origen de estas radiaciones es:

   Rpta.: ....

7. En el rango de la luz visible indique al color que posee la menor y mayor longitud de onda respectivamente para sus fotones.

   Rpta.: ....

8. Sobre el modelo atómico de Bohr, identifique las afirmaciones correctas:
   I. Se aplica al átomo de hidrógeno.
   II. Considera la existencia de niveles estacionarios de energía.
   III. El átomo está formado por protones, neutrones y electrones.

   Rpta.: ....

9. En el átomo de hidrógeno halla el radio (en Å) de la tercera orbita electrónica.

   Rpta.: ....

10. En el átomo de hidrógeno halle el contenido de energía (en eV) de la órbita estacionaria n = 5.

    Rpta.: ....

PROBLEMAS RESUELTOS

PROBLEMA 1 Respecto a la teoría atómica de Dalton, indicar verdadero (V) o falso (F):

I. Considera al electrón como componente del átomo.
II. Hoy en día se acepta la afirmación que todos los átomos de un mismo elemento son idénticos entre si.
III. Considerado al átomo indestructible.

A) VFV B) FFV C) VVV
D) FVF E) FFF

Resolución: Analizando las afirmaciones tenemos:

I. FALSO : El átomo de Dalton es divisible, esto quiere decir que no posee partes ni componentes.

II. FALSO : Hoy en día se conoce la existencia de los isótopos que son átomos del mismo elemento que son diferentes entre si.

III. VERDADERO : Considero al átomo indestructible por más violenta que sea el proceso donde participe.

∴ CLAVE: B

PROBLEMA 2 De las afirmaciones indicar lo incorrecto:

I. En la teoría de Dalton se considera el peso del átomo una propiedad medible.
II. El átomo de Dalton es indivisible.
III. Acepta la existencia de las molécula: H_2 y O_2.

A) Sólo I B) I y II C) Sólo II
D) I y III E) Sólo III

Resolución: De acuerdo a las afirmaciones tenemos:

I. VERDADERO : Dalton otorgo a sus átomos propiedades medibles como la masa y el peso atómico, lo que hace a este modelo comprobable experimentalmente.

II. VERDADERO : El átomo de Dalton es una esfera compacta, por lo que es indivisible.

III. FALSO : En la teoría de Daltón, solo los átomos de elementos diferentes reaccionan para formar compuestos, no acepta la existencia de las moléculas de H_2 y O_2 de átomos iguales.

∴ CLAVE: E

PROBLEMA 3 Del estudio de rayos catódicos se concluyó que eran flujo de partículas que hoy en día corresponde a:

A) Protones B) Neutrones C) Aniones
D) Electrones E) Positrones

Resolución: El tubo de descarga se empleo para estudiar las características y propiedades de los rayos catódicos, es decir la electricidad, que luego se supo que eran un flujo de partículas de carga negativa a los que denominaron electrones.

∴ CLAVE: D

PROBLEMA 4 En relación al modelo atómico de Thomson, indicar verdadero (V) o falso (F):

I. Considera al átomo como un sistema eléctricamente neutro.
II. El átomo es una esfera de carga eléctrica negativa.
III. Su modelo considera la existencia del núcleo atómico.

A) VFF B) VVV C) VFV
D) FFF E) FVF

Resolución: Analizando las proposiciones tenemos:

I. VERDADERO : En el átomo de Thomson la carga eléctrica de la esfera positiva se equilibra con la carga eléctrica negativa de los electrones, de tal manera que se tiene un sistema neutro.

II. FALSO : El átomo es una esfera compacta con carga eléctrica positiva uniformemente distribuida.

II. FALSO : El único componente del átomo que se considera en este modelo es el electrón.

∴ CLAVE: A

PROBLEMA 5 Considerando las proposiciones, indicar lo incorrecto:

I. En el modelo de Thomson los electrones se mueven en órbitas circulares.
II. El átomo se Thomson contiene partículas.
III. El modelo de budín con pasas explica la ionización de los átomos.

A) Sólo I B) I y II C) Sólo II
D) II y III E) I y III

Resolución: De acuerdo con las proposiciones tenemos:

I. FALSO : En el átomo de Thomson los electrones se encuentran incrustados en la superficie de una esfera positiva.

Resolución:

II. VERDADERO : El átomo de Thomson posee un componente que es el electrón.

III. VERDADERO : El modelo atómico de Thomson explica las propiedades eléctricas del átomo así como su ionización.

∴ CLAVE: A

PROBLEMA 6 En el famoso experimento de la lámina de oro un pequeño grupo de partículas alfa se desviaban o rebotaban al acercarse al núcleo atómico debido a que este es:

A) Casi vacío B) Muy pequeño C) De alta densidad
D) De carga positiva E) Muy pesado

Resolución: Las partículas alfa equivalen a núcleos del elemento Helio ($^{4}_{2}He$) por lo que presenta carga eléctrica positiva, el hecho de que algunas de estas partículas se desviaran o rebotaran se debe a que en su trayectoria sobre el átomo se encontraron con una zona muy pequeña que también presentaba carga eléctrica positiva y esta era el núcleo atómico.

∴ CLAVE: D

PROBLEMA 7 Respecto al modelo atómico de Rutherford, indicar verdadero (V) o falso (F):

I. Considera al átomo como un sistema casi vacío.
II. El núcleo atómico es positivo porque contiene a los protones.
III. Los electrones se mueven en órbitas circulares.

A) VVV B) VFV C) VFF
D) FVV E) VVF

Resolución: Analizando las proposiciones tenemos:

I. VERDADERO : Del experimento de la lámina de oro Rutherford concluyó que el átomo es casi vacío, formado por un núcleo muy pequeño y los electrones se mueven a su alrededor a grandes distancias.

II. FALSO : Los protones se descubren en 1919 tiempo después de que Rutherford propusiera su modelo, en ese tiempo se afirmaba que el núcleo era compacto (sin partes).

III. VERDADERO : Los electrones se mueven en órbitas circulares y concéntricas alrededor del núcleo atómico.

∴ CLAVE: B

PROBLEMA 8 De las proposiciones, indicar lo incorrecto:

I. El modelo de Rutherford explica la estabilidad atómica.
II. Se conoce al modelo de Rutherford como el sistema planetario.
III. El experimento de la lámina de oro trae como consecuencia el descubrimiento del electrón.

A) Sólo I B) I y II C) Sólo II
D) I y III E) Sólo III

Resolución:

I. FALSO : Al considerar como válido el modelo planetario de Rutherford, se debía considerar también el "colapso atómico", cosa que no ocurría no pudiéndose explicar el porque.

II. VERDADERO : El modelo atómico de Rutherford se considera como el sistema solar en miniatura o del sistema planetario.

III. FALSO : Como resultado del experimento de la lámina de oro se descubre el núcleo atómico y no del electrón.

∴ CLAVE D

PROBLEMA 9 Respecto a las ondas electromagnéticas, indicar verdadero (V) o falso (F):

I. Dentro del espectro visible la más energética es el rojo.
II. Su energía es inverso a su frecuencia.
III. En el espectro electromagnético total los rayos gamma poseen la menor longitud de onda.

A) FFV B) FFF C) VVV
D) FVF E) VFV

Resolución: En relación a las afirmaciones tenemos:

I. FALSO : Dentro del espectro de la luz visible, la radiación de mayor energía y frecuencia por tener menor longitud de onda es el violeta.

II. FALSO : De acuerdo a la teoría cuántica de Max Planck la energía de los fotones o cuantos de una onda electromagnética es proporcional a su frecuencia e inverso a su longitud de onda:

$$E = h \times \nu = \frac{h \times C}{\lambda}$$

III. VERDADERO : En el espectro electromagnético total la radiación de mayor energía y frecuencia son los rayos gamma.

∴ CLAVE: A

PROBLEMA 10 Una estación de radio emite ondas cuya longitud es de 300m. Hallar la frecuencia de dicha onda. ($1\,MHz = 10^6\,Hz$)

A) 5 MHz B) 4 MHz C) 3 MHz
D) 2 MHz E) 1 MHz

Resolución: La onda de radio del problema posee una longitud de onda de:

$$\lambda = 300\,m$$

Su frecuencia la hallamos a partir de la siguiente relación:

$$\nu = \frac{C}{\lambda}$$

$$\nu = \frac{3{,}0\times10^8\ m/s}{300m} = 10^6 s^{-1} = 10^6\,Hz$$

$$\therefore \quad \nu = 1MHz$$

$\therefore$ CLAVE: E

PROBLEMA 11 Un dispositivo remoto (control remoto) emite ondas de rayos infrarrojos cuya frecuencia es de $2{,}5\,.\,10^{14}$ Hz. Hallar la longitud de onda de esta radiación.

A) 1 000 nm B) 1 500 nm C) 1 200 nm
D) 1 800 nm E) 800 nm

Resolución: La frecuencia de dicha radiación infrarroja es:

$$\nu = 2{,}5\times10^{14}\,Hz = 2{,}5\times10^{14}\,s^{-1}$$

Su longitud de onda lo hallamos a partir de la siguiente relación:

$$\lambda = \frac{C}{\nu}$$

$$\lambda = \frac{3{,}0\times10^8\ m/s}{2{,}5\times10^{14}\ s^{-1}} = 1{,}2\times10^{-6}\,m$$

$$\lambda = 1{,}2\times10^{-6}\,m\times\frac{1nm}{10^{-9}m}$$

$$\lambda = 1200nm$$

$\therefore$ CLAVE: C

PROBLEMA 12 El núcleo atómico del cobalto radiactivo (Co – 60) emite rayos gamma cuya longitud de onda es de $6{,}62\,.\,10^{-3}$ nm. ¿Cuál es la energía asociada a sus fotones?

A) $3{,}0\,.\,10^{-14}$ J B) $8{,}0.\,10^{-14}$ J C) $5{,}0\,.\,10^{-14}$ J
D) $4{,}0\,.\,10^{-14}$ J E) $7{,}0\,.\,10^{-14}$ J

Resolución: La longitud de onda de los rayos gamma es:

$$\lambda = 6{,}62\times10^{-3}\ \text{nm}$$

$$\lambda = 6{,}62\times10^{-3}\ \text{nm}\times\frac{10^{-9}\ \text{m}}{1\text{nm}} = 6{,}62\times10^{-2}\ \text{m}$$

La energía de sus fotones lo determinamos según:

$$E = \frac{h\times C}{\lambda}$$

$$E = \frac{6{,}62\times10^{-34}\,\text{J}\times\text{s}\times3{,}0\times10^{8}\ \text{m/s}}{6{,}62\times10^{-12}\ \text{m}}$$

$$E = 3{,}0\times10^{-14}\ \text{J}$$

∴ CLAVE: A

PROBLEMA 13 Un foco que contiene un gas en su interior emite luz al ser calentado, al analizar sus fotones se encuentra que estos poseen una energía de $3\,.\,10^{-19}$ J. ¿Cuál es el color de la luz emitida?

A) amarillo B) anaranjada C) rojo
D) azul E) verde

Resolución: Los fotones emitidos por este foco poseen una energía de:

$$E = 3{,}0\times10^{-19}\ \text{J}$$

Para identificar el color de la luz emitida debemos hallar la longitud de onda de los fotones, según:

$$E = \frac{h\times C}{\lambda}$$

$$3\times10^{-19}\ \text{J} = \frac{6{,}62\times10^{-34}\ \text{J}\times\text{s}\times3{,}0\times10^{8}\ \text{m/s}}{\lambda}$$

$$\lambda = 6{,}62\times10^{-7}\ \text{m}$$

$$\lambda = 6{,}62\times10^{-7}\ \text{m}\times\frac{1\text{nm}}{10^{-9}\ \text{m}} = 662\text{nm}$$

Observando las longitudes de onda del espectro electromagnético total encontramos que corresponde a la luz anaranjada.

∴ CLAVE: B

PROBLEMA 14 Las fotocélulas de una calculadora solar recepcionan durante una hora una energía total de $6{,}62\,.\,10^{-13}$ J debido a que impactan sobre él fotones cuya longitud de onda es de 300 nm. Hallar el número de fotones que inciden sobre las fotocélulas.

A) 10^3 B) 10^5 C) 10^6
D) 10^2 E) 10

Resolución: Cada fotón que impacta sobre las fotocélulas poseen una longitud de onda de:

$$\lambda = 300\text{nm}$$

$$\lambda = 300\text{ nm} \times \frac{10^{-9}\text{ m}}{1\text{nm}} = 3{,}0 \times 10^{-7}\text{ m}$$

La energía de cada uno de estos fotones lo hallamos de:

$$E = \frac{h \times C}{\lambda} = \frac{6{,}632 \times 10^{-34}\text{ J} \times s \times 3{,}0 \times 10^{8}\ 3{,}0 \times 10\text{ m/s}}{3 \times 10^{-7}\text{ m}}$$

$$E = 6{,}62 \times 10^{-19}\text{ J}$$

Pero como la energía total absorbida es de:

$$E_T = 6{,}62 \times 10^{-13}\text{ J}$$

El número de fotones lo hallamos de:

$$\#\text{Fotones} = \frac{E_T}{E} = \frac{6{,}62 \times 10^{-13}\text{ J}}{6{,}62 \times 10^{-19}\text{ J}}$$

$$\#\text{ Fotones} = 10^6$$

∴ CLAVE: C

PROBLEMA 15 En relación al modelo atómico de Bohr, indicar verdadero (V) o falso (F):

I. Corrige el modelo atómico de Rutherford.
II. Considera la existencia de niveles estacionaros de energía.
III. Se puede aplicar a cualquier tipo de átomo.

A) VVF B) VFF C) FFF
D) VVV E) FVF

Resolución: Considerando las afirmaciones tenemos:

I. VERDADERO : Al considerar fundamentos de la teoría cuántica de Planck resuelve el problema del "colapso atómico", logrando explicar la estabilidad atómica.

III. VERDADERO : Afirma que el electrón se mueve en niveles estacionarios de energía y mientras se encuentre aquí no absorbe ni emite energía.

III. FALSO : El modelo atómico de Bohr se desarrolla solo para el átomo de hidrógeno (posee un solo electrón) y las especies hidrogenoides, no se aplica a átomos poli electrónicos.

∴ CLAVE: A

PROBLEMA 16 En el átomo de Hidrógeno hallar la distancia de separación que existe entre el nivel basal y el tercer nivel.

A) 8,44 Å B) 4,24 Å C) 5,43 Å
D) 3,11 Å E) 7,21 Å

Resolución: La distancia entre el nivel basal (n = 1) y el tercer nivel (n = 3) se determina en función a sus radios, el cual se determina según:

$$R_n = 0{,}53\,\mathring{A} \times n^2$$

Se cumple:

$$D = R_3 - R_1$$
$$D = 0{,}53\,\mathring{A} \times 3^2 - 0{,}53\,\mathring{A} \times 1^2$$
$$D = 4{,}24\,\mathring{A}$$

∴ CLAVE: B

PROBLEMA 17 El electrón en el átomo de Bohr se encuentra en una órbita girando a una velocidad de $4{,}4 \,.\, 10^5$ m/s. Hallar el radio de dicha órbita.

A) 23,15Å B) 11,51Å C) 13,25Å
D) 18,33Å E) 15,55Å

Resolución: La velocidad del electrón en una órbita "n" es:

$$v_n = 4{,}4 \times 10^5 \text{ m/s}$$

Para averiguar que órbita es, reemplazamos en:

$$v_n = \frac{2{,}2 \times 10^6 \text{ m/s}}{n}$$

$$4{,}4 \times 10^5 \text{ m/s} = \frac{2{,}2 \times 10^6 \text{ m/s}}{n} \Rightarrow n = 5$$

Finalmente hallamos el radio de esta órbita de:

$$R_n = 0{,}53\,\mathring{A} \times n^2$$
$$R_5 = 0{,}53\,\mathring{A} \times 5^2 = 13{,}25\,\mathring{A}$$

∴ CLAVE: C

PROBLEMA 18 En el átomo de Bohr el electrón se encuentra en una órbita cuyo radio es 19,08 Å ¿Cuál es la energía de dicha órbita?

A) –0,38 eV B) –0,84 eV C) –0,51 eV
D) –0,14 eV E) –0,45 eV

Resolución: El radio de una órbita "n" desconocida es:

$$R_n = 19{,}98\,\mathring{A}$$

Para hallar el número de órbita reemplazamos en:

$$R_n = 0{,}53\,\mathring{A} \times n^2$$
$$19{,}08\,\mathring{A} = 0{,}53\,\mathring{A} \times n^2$$
$$n^2 = 36 \Rightarrow n = 6$$

Por lo que la energía de dicha órbita electrónica es:

$$E_n = -\frac{13{,}6\text{eV}}{n^2}$$

$$E_6 = -\frac{13{,}6\text{eV}}{6^2}$$

$$E_6 = -0{,}38\text{ eV}$$



$\therefore$ CLAVE: A

PROBLEMA 19 Hallar la energía del fotón emitido cuando el electrón en el átomo de Hidrógeno retorne del cuarto nivel al segundo nivel.

A) 1,55 eV B) 2,55 eV C) 3,55 eV
D) 4,55 eV E) 5,55 eV

Resolución: El electrón en el átomo de hidrógeno desarrolla el siguiente salto: n = 4 a n = 2, por lo que se emite energía cuyo valor lo determinamos de:

$$\Delta E = E_4 - E_2$$

$$\Delta E = \left(-\frac{13{,}6\text{ eV}}{4^2}\right) - \left(-\frac{13{,}6\text{ eV}}{2^2}\right) = \ominus\ 2{,}55\text{ eV}$$

$$\Delta E = 2{,}55\text{ eV}$$

$\therefore$ CLAVE: B

PROBLEMA 20 De los siguientes saltos electrónicos. ¿En cuál se emite más energía?

A) n = 5 a n = 3 B) n = 6 a n = 3 C) n = 4 a n = 2
D) n = 3 a n = 2 E) n = 4 a n = 1

Resolución: Para identificar que fotón es más energético, averiguamos a que serie espectral pertenecen:

n = 6 a n = 3 n = 5 a n = 3	Paschen	Infrarrojo
n = 4 a n = 2 n = 3 a n = 2	Balmer	Visible
n = 4 a n = 1	Lyman	Ultravioleta

Luego el último salto es más energético.

$\therefore$ CLAVE: E

PROBLEMAS PROPUESTOS

1. En relación al modelo atómico de Dalton, indicar verdadero (V) o falso (F):
   I. Considera al átomo indestructible por más violenta que sea la reacción donde participe.
   II. Los átomos se combinan para formar compuestos.
   III. Todos los átomos presentan el mismo peso.

   A) FVV B) VVF C) VVV
   D) FVF E) VFV

2. La afirmación de Dalton que todos los átomos de un mismo elemento son idénticos entre si, niega la existencia de:

   A) Los pesos atómicos
   B) Los compuestos químicos
   C) La división del átomo
   D) Los isótopos
   E) Los iones

3. Respecto a la teoría atómica de Daltón, lo incorrecto es:
   I. Los átomos de los elementos diferentes se diferencian en masa y volumen.
   II. En las reacciones químicas existe un reordenamiento de los átomos.
   III. Los átomos de un mismo elemento se pueden combinar para formar moléculas como el O_3.

   A) Sólo I B) I y II C) Sólo II
   D) II y III E) Sólo III

4. Los rayos catódicos son flujos de partículas que viajan en línea recta desde el cátodo hacia el ánodo, corresponden a:

   A) Aniones
   B) Cationes
   C) Protones
   D) Electrones
   E) Neutrones

5. El tubo de descarga que produce rayos catódicos base de los fluorescentes actuales fue construido por:

   A) J. Thomson
   B) E. Rutherford
   C) W. Crookes
   D) G. Stoney
   E) N. Bohr

6. El estudio y análisis de los rayos catódicos antecedió al modelo atómico de:

   A) J. Thomson
   B) E. Rutherford
   C) J. Dalton
   D) A. Sommerfeld
   E) N. Bohr

7. En relación al modelo atómico de J. Thomson, indicar verdadero (V) o falso (F):
   I. Se desarrolla teniendo como base el descubrimiento del electrón.
   II. Explica la neutralidad eléctrica del átomo, así como la producción de rayos catódicos.
   II. El átomo es una esfera positiva debido a la presencia de los protones.

   A) FFV B) FFF C) VVV
   D) FVV E) VVF

8. En 1897 se le asigna descubridor del electrón a J. Thomson debido a que logra medir para dicha partícula la relación:

   A) carga – volumen
   B) masa – volumen
   C) carga – tamaño
   D) masa – velocidad
   E) carga – masa

9. De las proposiciones respecto al modelo atómico de Thomson, indicar lo incorrecto:

I. Su modelo de "Budín con pasas" considera al átomo como una esfera de carga negativa.
II. El átomo es divisible ya que uno de sus componentes es el electrón.
III. La neutralidad eléctrica del átomo se debe a que: $\#e^- = \#p^+$.

A) VFV B) FVF C) VVF
D) VVV E) FFV

10. En 1909 se desarrolla el famoso experimento de la "lámina de oro", el cual trae como consecuencia el descubrimiento del:

A) Electrón
B) Protón
C) Núcleo atómico
D) Neutrón
E) Colapso atómico

11. Respecto al experimento de la lámina de Oro, indicar verdadero (V) o falso (F):

I. Se emplearon como proyectiles a los electrones para colisionar con una lámina de oro.
II. Se observó que la totalidad de las partículas alfa atravesaban la lámina.
III. Se comprobó que el átomo no era como suponía J. Thomson.

A) FFV B) VVF C) FVF
D) VVV E) VFF

12. Al descubrirse el núcleo atómico, se concluyó que el átomo es un sistema casi vacío. ¿Cuántas veces más pequeño es el núcleo respecto al átomo?

A) 100 B) 1 000 C) 10 000
D) 100 000 E) 10

13. En relación al modelo atómico de Rutherford, indicar lo incorrecto:

I. Su modelo se asemeja al sistema planetario.
II. Considera la existencia de un núcleo atómico muy pequeño, compacto y de carga positiva.
III. Considera como partículas componentes del átomo al electrón, protón y neutrón.

A) Sólo I B) I y II C) II y III
D) Sólo III E) I y III

14. Respecto al modelo de Rutherford, indicar verdadero (V) o falso (F):

I. El átomo es un sistema dinámico conformado por un núcleo central y electrones orbitando de forma circular.
II. Explica la estabilidad atómica, es decir por que los electrones no emiten energía en su movimiento.
III. Explica los espectros atómicos.

A) VFF B) VFV C) FVF
D) VVV E) FFF

15. Ordenar de forma cronológica los siguientes eventos históricos:

I. Descubrimiento del núcleo atómico.
II. Modelo atómico de Dalton.
III. Determinación de la relación carga / masa del electrón.
IV. Modelo atómico de Rutherford.

A) I, II, III, IV B) II, III, I, IV
C) II, IV, I, III
D) III, I, II, IV E) IV, III, II, I

16. Al calentarse un cuerpo este emite ondas de rayos infrarrojos cuya longitud es de 1500nm. Hallar la frecuencia de dichas hondas.

A) $2{,}0 \cdot 10^{14}$ Hz B) $5{,}0 \cdot 10^{10}$ Hz
C) $8{,}0 \cdot 10^{11}$ Hz
D) $3{,}0 \cdot 10^{15}$ Hz E) $9{,}0 \cdot 10^{10}$ Hz

17. Respecto a la radiaciones electromagnéticas, indicar (V) o falso (F):

I. Viajan de forma ondulatoria y requieren de un medio material para propagarse.
II. Su energía es directamente proporcional a su frecuencia.
III. Su energía se transmite de forma continua.

A) VVV B) VFV C) VVF
D) FFF E) FVF

18. La luz naranja proveniente de los focos de Sodio poseen una longitud de onda de 600nm. Hallar su frecuencia.

A) $2{,}0 \, . \, 10^{14}$ Hz B) $4{,}0 \, . \, 10^{15}$ Hz
C) $7{,}0 \, . \, 10^{11}$ Hz
D) $2{,}0 \, . \, 10^{10}$ Hz E) $5{,}0 \, . \, 10^{14}$ Hz

19. Cierta estación de radio de la banda "FM" emite señales cuya frecuencia es de 10×10^4 Hz. Hallar su longitud de onda en kilómetros.

A) 3 B) 30 C) 300
D) 0,3 E) 3000

20. Un radio telescopio detecta señales de radio del espacio a un ritmo de $6 \, . \, 10^{16}$ oscilaciones por minuto. Hallar la longitud de onda de dichas señales.

A) 300 nm B) 400 nm C) 500 nm
D) 800 nm E) 100 nm

21. Una antena de radio emite señales con una frecuencia de 3 MHz, siendo captados por un radio receptor a una distancia de 10 km. Hallar el número de longitudes (ciclos) de onda en dicho espacio.

A) 1000 B) 10000 C) 100
D) 5000 E) 500

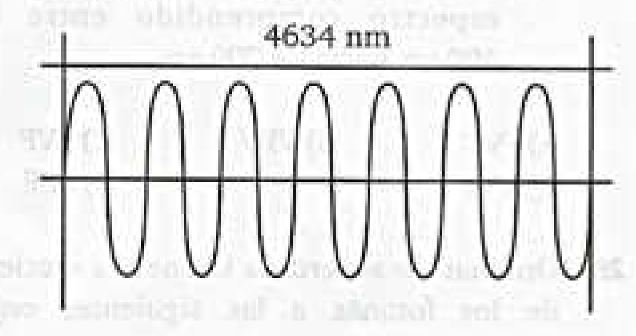
22. Cierto aparato emisor de rayos X produce fotones con una longitud de onda de 10 Å. Hallar la energía asociada a un millón de dichos fotones.

A) $7 \, . \, 10^{-14}$ J B) $5 \, . \, 10^{-12}$ J
C) $4 \, . \, 10^{-8}$ J
D) $2 \, . \, 10^{-10}$ J E) $8 \, . \, 10^{-11}$ J

23. Las microondas empleados en las cocinas rápidas emiten ondas cuya longitud es de 3×10^5 mn. Hallar la energía de sus fotones.

A) $6{,}62 \, . \, 10^{-30}$ J B) $6{,}62 \, . \, 10^{-10}$ J
C) $6{,}62 \, . \, 10^{-18}$ J
D) $6{,}62 \, . \, 10^{-20}$ J E) $6{,}62 \, . \, 10^{-22}$ J

24. De acuerdo con la gráfica siguiente para una onda electromagnética. Hallar la energía de sus fotones.

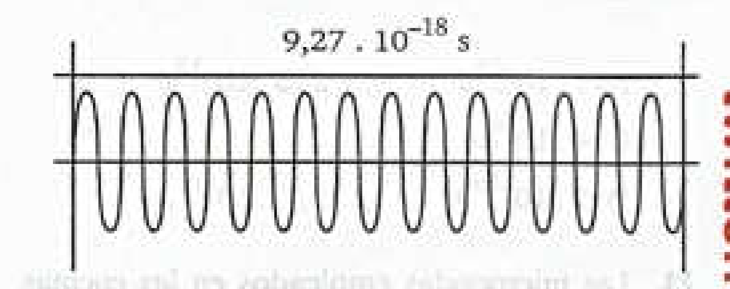


A) $3 \, . \, 10^{-19}$ J B) $2 \, . \, 10^{-18}$ J
C) $4 \, . \, 10^{-15}$ J
D) $2 \, . \, 10^{-20}$ J E) $8 \, . \, 10^{-21}$ J

25. En cierto experimento de laboratorio al calentar a altas temperaturas el vapor de un metal se observa la emisión de fotones cuya energía es de $6{,}62 \, . \, 10^{-20}$ J. Hallar la longitud de onda de dichos fotones.

A) 3000 nm B) 5000 nm
C) 1800 nm
D) 780 nm E) 4500 nm

26. Consideremos la siguiente gráfica de una onda electromagnética. Hallar la energía asociado a sus fotones:



A) 10^{-10} J B) 10^{-16} J C) 10^{-15} J
D) 10^{-18} J E) 10^{-12} J

27. Respecto al espectro electromagnético total, indicar verdadero (V) o falso (F):

I. Los rayos infrarrojos y las microondas se denominan hertzianas.
II. Los rayos X y los ultravioleta se producen a partir de reacciones nucleares.
III. La luz visible abarca la región del espectro comprendido entre los 400 nm hasta los 700 nm.

A) FVV B) VFV C) FVF
D) VVV E) FFF

28. Ordenar de acuerdo a la energía creciente de los fotones a las siguientes ondas electromagnéticas:

I. Microondas
II. Ultravioleta
III. Ondas de TV
IV. Rayos gamma

A) I, II, III, IV B) III, I, II, IV
C) II, III, IV, I
D) IV, II, III, I E) IV, III, II, I

29. Dentro de los colores del espectro visible identificar aquella que posee mayor longitud de onda:

A) naranja B) violeta C) amarillo
D) azul E) verde

30. Un foco emite luz de cierta coloración cuyos fotones presentan una energía de $4,05 \cdot 10^{-19}$ J. Identificar el color de dicha luz.

A) rojo B) azul C) violeta
D) amarillo E) añil

31. Un panel solar recibe luz durante un día de funcionamiento recogiendo una energía total de 39,72 J debido al impacto de fotones cuya longitud de onda es de 1500 nm. Hallar el número de fotones que inciden en su superficie.

A) $5,0 \cdot 10^{18}$ B) $7,0 \cdot 10^{19}$ C) $2,0 \cdot 10^{10}$
D) $3,0 \cdot 10^{20}$ E) $8,0 \cdot 10^{22}$

32. Se dispara sobre un aparato detector de calor luz violeta de 450 nm, si en total se lanza $2,978 \cdot 10^{20}$ fotones. Hallar la energía total registrada.

A) 131,4 J B) 145,8 J C) 111,1 J
D) 245,3 J E) 188,7 J

33. Respecto al modelo atómico de Bohr, indicar verdadero (V) o falso (F):

I. Desarrolla su modelo para el átomo de Hidrógeno.
II. Unifica conceptos de la física clásica y cuántica y corrige el modelo de Rutherford.
III. Se puede aplicar a átomos con mas de un electrón.

A) VVV B) FVF C) VVF
D) FVV E) VFF

34. El electrón en el átomo de Bohr se mueve en la órbita excitada n = 5. Hallar el espacio recorrido al dar una vuelta completa.

A) 23,8π Å B) 13,6π Å C) 28,8π Å
D) 33,4π Å E) 26,5π Å

35. De acuerdo al desarrollo matemático del modelo atómico de Bohr, indicar lo incorrecto:

I. A medida que el electrón se aleja del núcleo su velocidad aumenta.
II. La energía de la órbita es mayor mientras mayor sea su radio.
III. Se emite fotones cuando el electrón realiza un salto de un nivel superior a otro inferior.

A) Sólo I B) I y II C) I y III
D) II y III E) Sólo III

36. El modelo atómico de Bohr es una corrección del modelo de Rutherford básicamente en lo concerniente al "colapso atómico", ya que afirma que el átomo posee:

A) Un radio de órbita definido.
B) Niveles estacionarios de energía.
C) Salos electrónicos.
D) Un núcleo atómico con protones.
E) Órbitas electrónicas elípticas.

37. Hallar la distancia de separación (en Å) entre el nivel basal y el sexto nivel de energía en el átomo de Bohr.

A) 18,55 B) 21,45 C) 33,22
D) 31,25 E) 18,8

38. El electrón en el átomo de Hidrógeno se encuentra en una órbita excitada cuya distancia al nivel basal es de 4,24Å. Hallar la velocidad del electrón (en m/s) en dicha órbita.

A) $2{,}3 \cdot 10^5$ B) $4{,}5 \cdot 10^5$ C) $7{,}3 \cdot 10^5$
D) $5{,}5 \cdot 10^5$ E) $1{,}1 \cdot 10^5$

39. La velocidad del electrón en una órbita excitada del átomo de Hidrógeno es $2{,}2 \cdot 10^5$ m/s. Hallar el radio (en Å) de dicha órbita.

A) 45 B) 33 C) 56
D) 53 E) 66

40. ¿En qué nivel de energía se encuentra un electrón en el átomo de Hidrógeno cuyo contenido energético es de –0,2125 eV?

A) 5 B) 6 C) 7
D) 10 E) 8

41. La energía de una órbita electrónica en el átomo de Hidrógeno es –3,4 eV. Hallar la velocidad del electrón (en m/s) en dicha órbita.

A) $2{,}3 \cdot 10^5$ B) $4{,}5 \cdot 10^5$ C) $1{,}1 \cdot 10^5$
D) $5{,}5 \cdot 10^5$ E) $2{,}2 \cdot 10^5$

42. ¿Cuál es el contenido de energía de la órbita electrónica en el átomo de Bohr cuyo radio es de 8,48Å?

A) –0,85 eV B) –3,4 eV C) –1,51 eV
D) –0,15 eV E) –0,54 eV

43. ¿Cuánto de energía (en eV) debe absorber el electrón en el átomo de Bohr para trasladarse del nivel basal al segundo nivel?

A) 10,2 B) 13,6 C) 8,54
D) 15,1 E) 5,4

44. Estando en su nivel basal el electrón del átomo de hidrógeno absorbe un fotón cuya energía es de 13,056 eV. Hallar el nivel al cual llega.

A) 2 B) 3 C) 4
D) 5 E) 6

45. Halar la energía (en eV) del fotón liberado cuando el electrón en el átomo de Bohr genere el salto electrónico: n = 8 a n = 5.

A) 0,22 B) 0,54 C) 0,75
D) 0,85 E) 0,33

46. En relación a los espectros del átomo de Hidrógeno, indicar lo incorrecto:

I. Es de absorción cuando el electrón se traslada de un nivel superior a uno inferior.
II. Los espectros de emisión se registran como líneas brillantes sobre un fondo oscuro.
III. Los espectros correspondientes a la luz visible, pertenecen a la serie de Balmer.

A) Sólo I B) I y II C) I y III
D) II y III R) Sólo III

47. La serie de Lyman produce fotones pertenecientes al rango ultravioleta, siendo la primera línea la transición electrónica: n = 2 a n = 1. Hallar la longitud de onda del fotón emitido. ($R_H = 109675\ cm^{-1}$)

A) 150,5 nm B) 121,6 nm
C) 113,3 nm
D) 100,4 nm E) 110,8 nm

48. Estando en el quinto nivel el electrón en el átomo de Bohr recorre una distancia de 8,48Å al retornar a un nivel inferior. ¿A qué serie espectral pertenece el fotón emitido?

A) Lyman B) Balmer
C) Paschen
D) Vrackett E) Pfund

49. ¿Que transición electrónica corresponde a la serie de Brackett?

A) n = 5 a n = 2
B) n = 6 a n = 3
C) n = 4 a n = 1
D) n = 5 a n = 4
E) n = 8 a n = 5

50. En relación a las afirmaciones del modelo atómico de Bohr, indicar verdadero (V) o falso (F):

I. No explica la existencia de los subniveles de energía.
II. Sólo se aplica al átomo de Hidrógeno y las especies hidrogenoides.
III. Considera la existencia de órbitas circulares y elípticas en el átomo.

A) VVF B) VVV C) FVF
D) VFF E) FFF





Números Cuánticos Configuración Electrónica

OBJETIVOS

- Conocer los fundamentos del modelo atómico actual.
- Conocer la estructura de capas de la zona extranuclear del átomo.
- Utilizar e interpretar de forma correcta los números cuánticos.
- Desarrollar las configuraciones electrónicas de las especies atómicas ya sea neutras o ionizadas.

ERWIN SCHRÖDINGER (1887 – 1961), físico y premio Nobel austriaco, conocido sobre todo por sus estudios matemáticos de la mecánica ondulatoria y sus aplicaciones a la estructura atómica.

Nació en Viena y estudió en la universidad de esa ciudad. Dio clases de física en las universidades de Stuttgart (Alemania), Breslau (Polonia, Zurich, Berlín, Oxford y Graz (Austria). Desde 1940 hasta su jubilación en 1955 fue director de la escuela de física teórica del Instituto de Estudios Avanzados de Dublín.

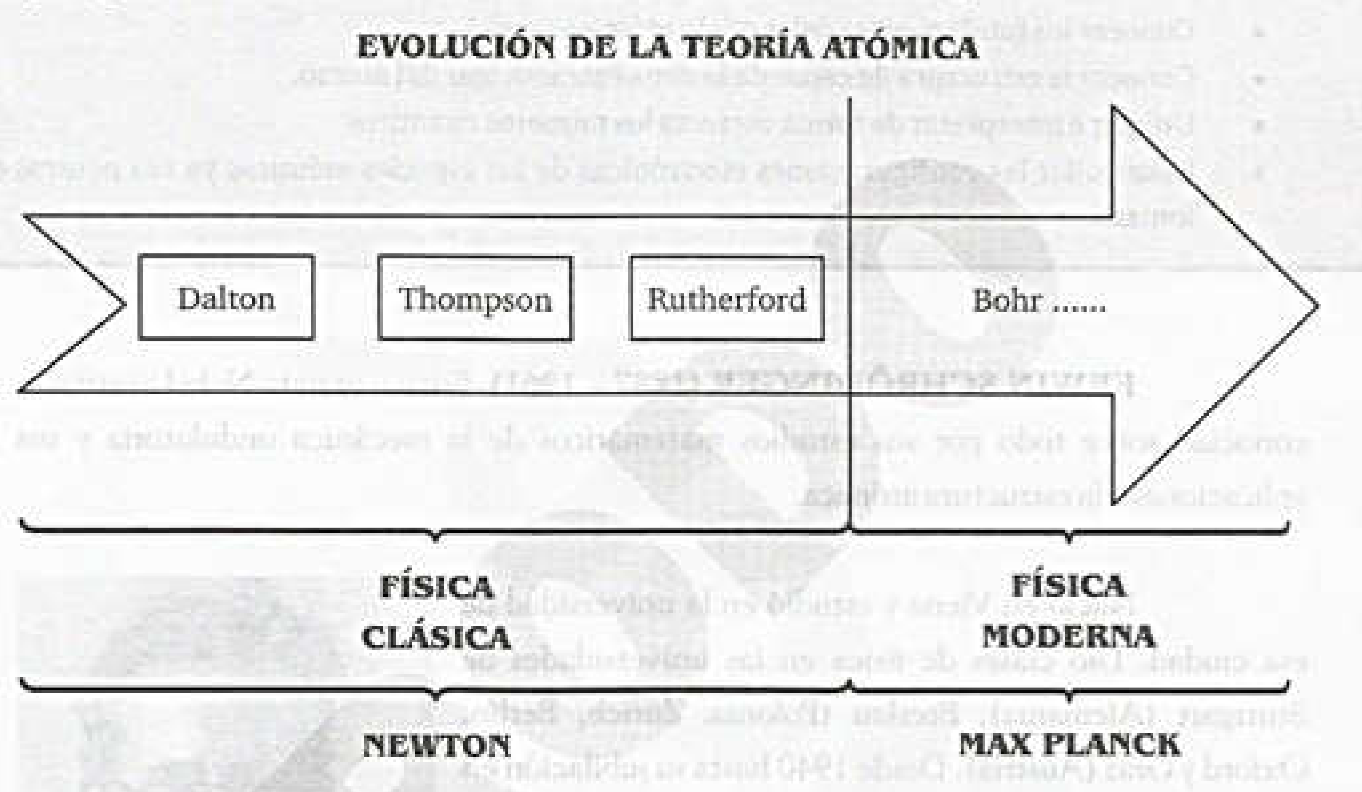


La aportación más importante de Schrödiger a la física fue el desarrollo de una rigurosa descripción matemática de las ondas estacionarias discretas que describen la distribución de los electrones dentro del átomo. Schrödinger demostró que su teoría, publicada en 1926, era el equivalente en matemáticas a las teorías de mecánica matricial que había formulado el año anterior el físico alemán Werner Heisenberg. Juntas, sus teorías constituyeron en buena medida la base de la mecánica cuántica. Schrödinger compartió en 1933 el Premio Nobel de Física con el británico Paul A. M. Dirac por su aportación al desarrollo de la mecánica cuántica. Su investigación incluía importantes estudios sobre los espectros atómicos, la termodinámica estadística y la mecánica ondulatoria.

INTRODUCCIÓN

Sabemos que la zona extranuclear del átomo por ser una zona externa representa su parte más vulnerable y es la que participa en los cambios químicos o físicos, por lo tanto la importancia de los electrones presentes en esta región es fundamental, ya que de él depende la química del átomo, nos interesa conocer como están dispuestos (configurados) dichos electrones para esto empleamos conceptos que son base del modelo atómico moderno (mecano – cuántico).

EVOLUCIÓN DE LA TEORÍA ATÓMICA



FUNDAMENTOS DEL MODELO ATÓMICO ACTUAL

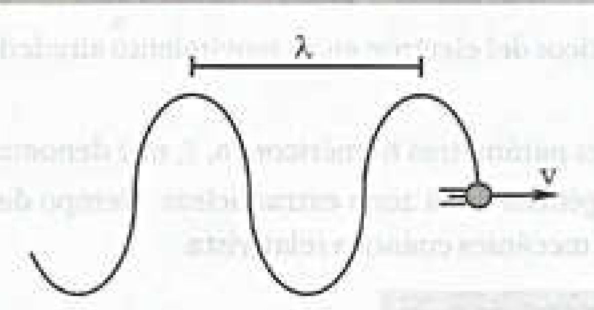
El modelo atómico actual denominado "mecano – cuántico" es un modelo matemático y probabilístico muy complejo, donde se incluyen conceptos (aportes) de gran importancia desarrollados en los modelos anteriores. Siendo estos los siguientes:

ESTADOS CUANTIZADOS DE ENERGÍA

Fue aporte de Bohr en 1 913 donde afirma que en el átomo existen diversos estados energéticos cuantizados para el movimiento del electrón, lugar en el cual no absorbe ni emite energía. Hoy se considera tres tipos de estos estados energéticos cuantizados (niveles, subniveles y orbitales) como más adelante veremos.

PRINCIPIO DE DUALIDAD DE LA MATERIA

Propuesto por Louis de Broglie en 1924 el cual afirma que a nivel atómico partículas como el electrón presentan doble comportamiento: ondulatorio y corpuscular, es decir al movimiento de una partícula va asociado una longitud de onda llamado "onda de materia" el cual se determina según:

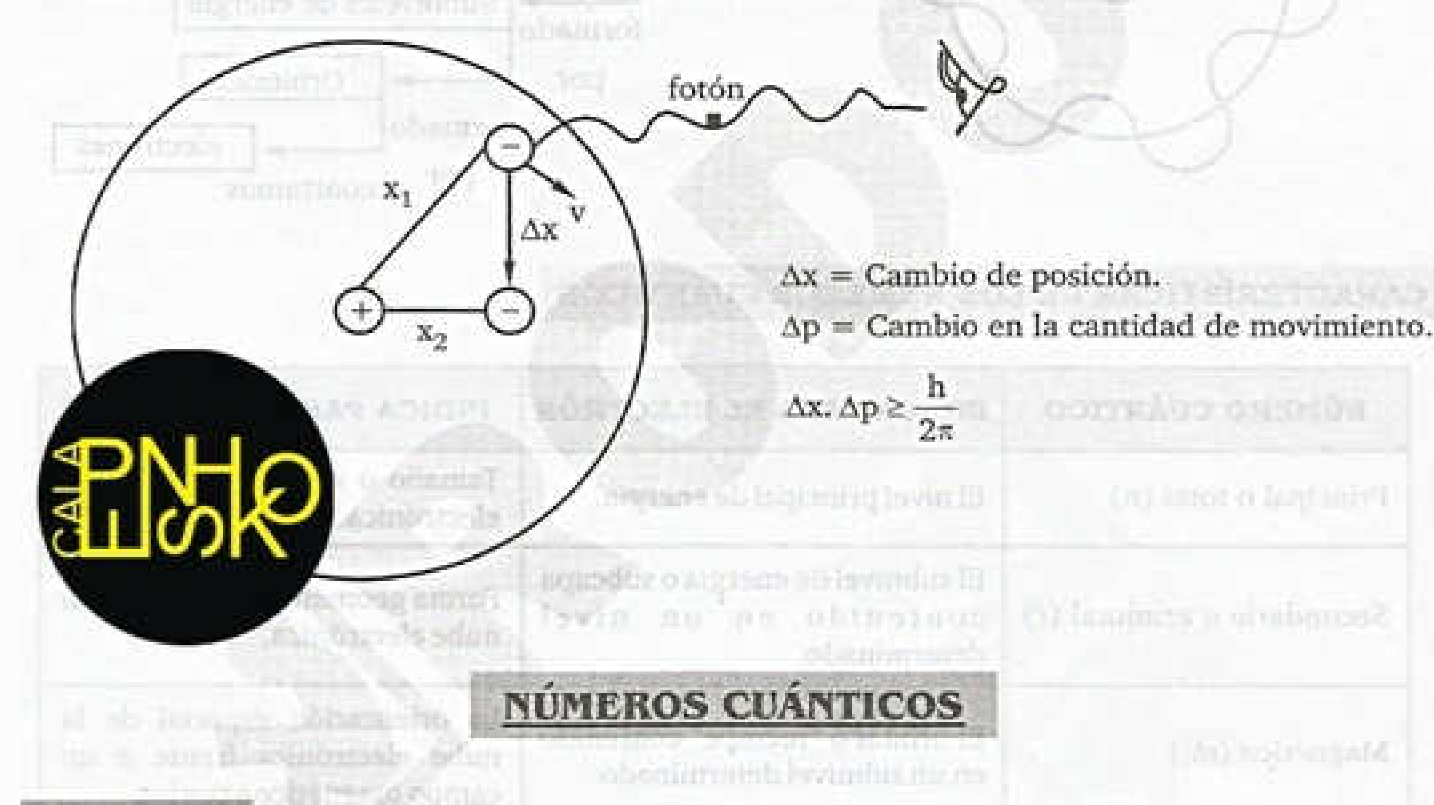


λ: longitud de onda.
m: masa
v: velocidad

$$\lambda = \frac{h}{m \times V}$$

PRINCIPIO DE INCERTIDUMBRE

Propuesto por Werner Heisenberg en 1927 el cual afirma que es imposible determinar con exactitud la posición y la velocidad de forma simultánea de una partícula como el electrón. Esto introduce términos probabilísticos en el modelo atómico actual y asocia al movimiento del electrón toda una región del espacio al cual denominados hoy "orbital o reempe"



Δx = Cambio de posición.
Δp = Cambio en la cantidad de movimiento.

$$\Delta x . \Delta p \geq \frac{h}{2\pi}$$

NÚMEROS CUÁNTICOS

CONCEPTO

En 1928 Erwin Schrödinger teniendo en cuenta el movimiento ondulatorio del electrón desarrolló una ecuación matemática muy compleja denominada ecuación de onda cuya expresión es:

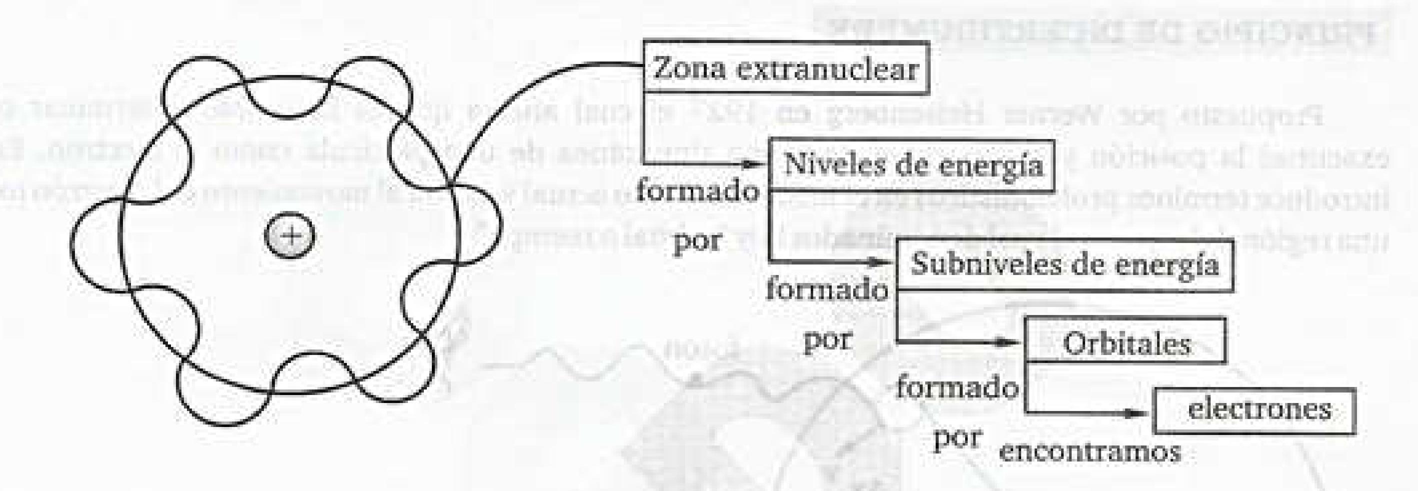
$$\frac{\delta^2\psi}{\delta x^2} + \frac{\delta^2\psi}{\delta y^2} + \frac{\delta^2\psi}{\delta z^2} + \frac{8\pi^2 m}{h^2}(E - V)\psi = 0$$

m = masa
h = cte. de Planck
(E – V) = Diferencia de potencial.
ψ = Función probabilidad.

Con la cual describe los diferentes estados energéticos del electrón en su movimiento alrededor del núcleo, es decir en la zona extranuclear.

La solución de esta ecuación es un conjunto de tres parámetros numéricos (n, ℓ, m_ℓ) denominados números cuánticos asociados a los tres estados energéticos de la zona extranuclear. Tiempo después se incluye un cuarto número cuántico: m_s, a partir de la mecánica cuántica relativista.

ESTRUCTURA DE CAPAS DE LA ZONA EXTRANUCLEAR



CARACTERÍSTICAS DE LOS NÚMEROS CUÁNTICOS

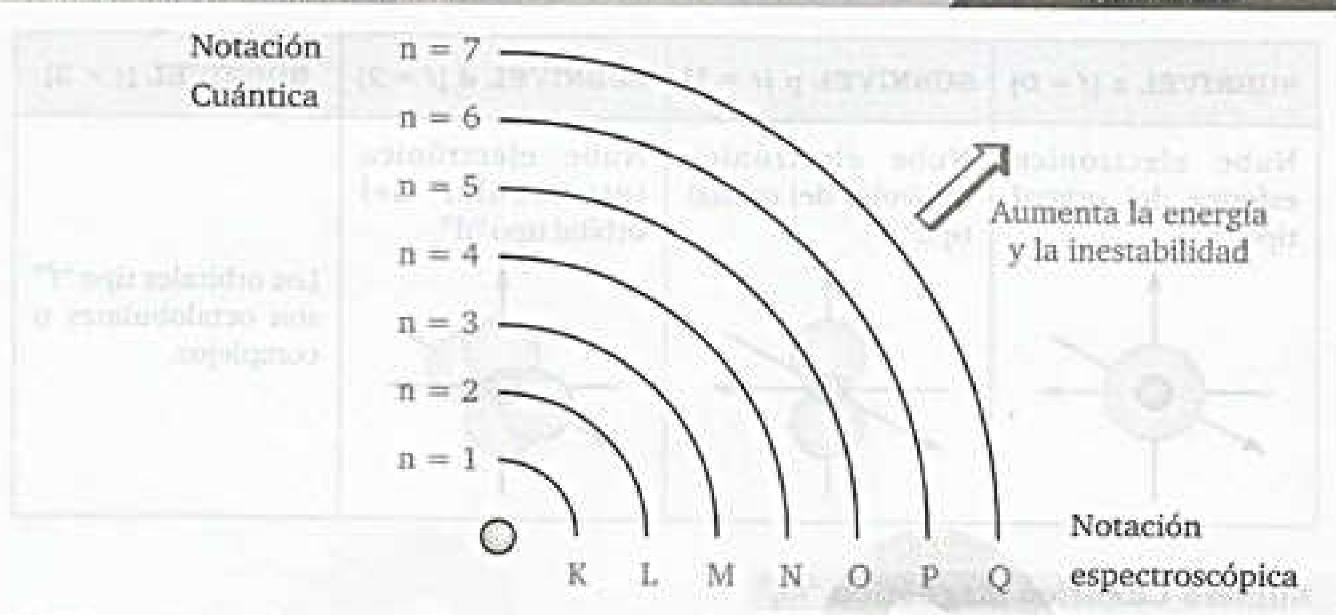
NÚMERO CUÁNTICO	INDICA PARA EL ELECTRÓN	INDICA PARA EL ORBITAL
Principal o total (n)	El nivel principal de energía.	Tamaño o volumen de la nube electrónica.
Secundario o azimutal (ℓ)	El subnivel de energía o subcapa contenido en un nivel determinado.	Forma geométrica espacial de la nube electrónica.
Magnético (m_ℓ)	El orbital o "reempe" contenido en un subnivel determinado.	La orientación espacial de la nube electrónica frente a un campo magnético exterior.
Espín magnético (m_s)	El sentido de rotación o giro sobre su eje imaginario	

VALORES PERMITIDOS DE LOS NÚMEROS CUÁNTICOS Y SU INTERPRETACIÓN

1. Número Cuántico Principal

Como hemos observado anteriormente indica los niveles de energía donde se ubican los electrones, pudiendo ser estos:

Nivel:	1, 2, 3, 4, 5, 6, 7, ... , ∞
Capas:	K L M N O P Q



Los átomos que conocemos en la actualidad sólo pueden contener hasta un máximo de siete niveles de energía, siendo la capacidad electrónica máxima por nivel:

$$\# e^-_{max} = 2n^2$$ (solo se cumple hasta n = 4).

2. Número Cuántico Secundario "ℓ"

Nos indica el subnivel energético donde se ubican los electrones, estos subniveles se encuentran en el interior de un nivel energético determinado, sus valores permitidos son:

$$\ell = \underbrace{0, 1, 2, 3, \ldots\ldots\ldots, (n-1)}_{\text{"n" valores}}$$

Su máximo valor permitido es (n – 1) lo que indica su dependencia del nivel energético. Cada valor representa un subnivel, siendo los conocidos por el momento:

SUBNIVEL	NOTACIONES	$\# e^-_{max} = 2(2\ell + 1)$	# orbitales = $2\ell + 1$
Sharp	$\ell = 0$ (s)	2	1
Principal	$\ell = 1$ (p)	6	3
Difuso (diffuse)	$\ell = 2$ (d)	10	5
Fundamental	$\ell = 3$ (f)	14	7

Además los orbitales contenidos en estos subniveles presentan una forma geométrica espacial definida, lo cual depende del tipo de subnivel (ℓ) según:

SUBNIVEL s (ℓ = 0)	SUBNIVEL p (ℓ = 1)	SUBNIVEL d (ℓ = 2)	SUBNIVEL (ℓ = 3)
Nube electrónica esférica del orbital tipo "s".	Nube electrónica dilobular del orbital tipo "p".	Nube electrónica tetralobular del orbital tipo "d".	Los orbitales tipo "f" son octalobulares o complejos.

3. Número Cuántico Magnético "m_ℓ"

Nos indica el orbital o "reempe" donde se ubican los electrones, como sabemos los orbitales se encuentran en el interior de los subniveles, sus valores permitidos son:

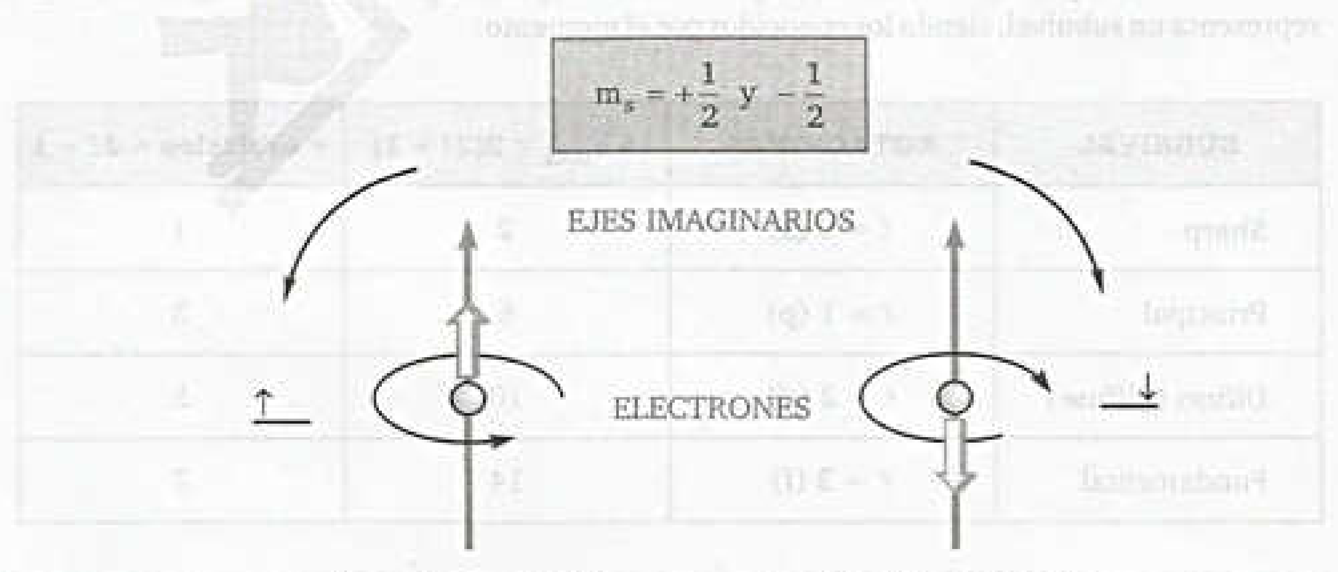
$$m_\ell = \underbrace{-\ell, \ldots\ldots, 0, \ldots\ldots, +\ell}_{\text{"}2\ell + 1 \text{ valores"}}$$

Cada valor indica un orbital así como la orientación espacial de su nube electrónica, además cada orbital independientemente del subnivel donde se encuentre puede poseer un máximo de dos electrones los cuales se encuentran girando en torno a sus ejes imaginarios en sentidos opuestos.

4. Número Cuántico Del Espín "m_s"

Nos indica el sentido de giro del electrón sobre su eje imaginario al moverse en el interior de un orbital, esto se debe a la necesidad de crear un campo magnético que permite la atracción entre las parejas de electrones y contrarrestar así la repulsión debido a sus cargas eléctricas. Valores permitidos:

$$m_s = +\frac{1}{2} \text{ y } -\frac{1}{2}$$



Rotación en sentido antihorario: $m_s = +1/2$

Rotación en sentido horario: $m_s = -1/2$



Estos electrones se representan dentro de los orbitales de forma vectorial empleando el espín (↑), además para propósitos prácticos los orbitales se representaran en forma de líneas una por cada orbital y los espines se colocan sobre estos, generando los tipos:

↑↓ : Orbital lleno con electrones apareados

↑ : Orbital semilleno con un electrón desapareado (sin pareja)

— : Orbital vacío o sin electrones

Cuando un átomo presenta todos sus orbitales llenos se le denomina "diamagnético", pero si presenta por lo menos un orbital semilleno (un electrón desapareado) se le denomina "paramagnético", este tipo de átomo posee propiedades magnéticas como el hecho de ser atraído por imanes, siendo esta atracción mas intensa mientras más electrones desapareados posea.

CONJUNTO DE NÚMEROS CUÁNTICOS

Viene a ser una cuaterna de números ordenados que caracterizan a cada electrón dentro de un átomo, se denota:

(n, ℓ, m_ℓ, m_s) $n > \ell$

Donde existe una dependencia directa en los tres primeros, ya que son necesarios en las notaciones:

n : nivel

n y ℓ : subnivel

n, ℓ y m_ℓ : orbital

Cada conjunto de números cuánticos es válido si presentan sus valores permitidos y se toma en cuenta la siguiente relación de dependencia: $n \longrightarrow \ell \longrightarrow m_\ell$

Ejemplo: De los siguientes conjuntos de números cuánticos. ¿Cuál(es) es(son) incorrecto(s)?

I. 4, 2, –1, +1/2
II. 5, 1, +2, –1/2
III. 7, 3, –2, –1/2

Resolución: Analizamos cada conjunto de números cuánticos en base a la relación de dependencia: $n \longrightarrow \ell \longrightarrow m_\ell$

Conjunto I: correcto

$n = \underline{4}$

$\ell = 0, 1, \underline{2}, 3$

$m_\ell = -2, \underline{-1}, 0, +1, +2$

$m_s = \underline{+1/2}$

Conjunto II: incorrecto

$n = \underline{5}$

$\ell = 0, \underline{1}, 2, 3, 4$

$m_\ell = -1, 0, +1$ no existe un $m_\ell = +2$, para un $\ell = 1$

Conjunto III: correcto

$n = 7$

$\ell = 0, 1, 2, \underline{3}, 4, 5, 6$

$m_\ell = -3, \underline{-2}, -1, 0, +1, +2, +3$

$m_s = \underline{+1/2}$

Además no pueden existir en un mismo átomo dos electrones con sus cuatro números cuánticos iguales, a esto se denomina "principio de exclusión de Pauli".

Subniveles	Magnéticos m_ℓ	#orbitales máximo$(2\ell + 1)$
s $(\ell = 0)$	⇅ 0	1
p $(\ell = 1)$	⇅ ⇅ ⇅ −1 0 +1	3
d $(\ell = 2)$	⇅ ⇅ ⇅ ⇅ ⇅ −2 −1 0 +1 +2	5
f $(\ell = 3)$	⇅ ⇅ ⇅ ⇅ ⇅ ⇅ ⇅ −3 −2 −1 0 +1 +2 +3	7

CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA (C.E.)

CONCEPTO

Es aquel procedimiento por el cual se distribuyen los electrones de un átomo en su zona extranuclear, se basa en principios y reglas.

REGLA AUFBAU

Llamado también regla de la "construcción" o de las energía relativas, se emplea para la distribución de los electrones en los niveles y subniveles considerando el orden creciente de las energías relativas (ER) el cual se determina según:

$$ER = n + \ell$$

El cual a su vez hace uso de la siguiente notación de subniveles:



Ejemplo: Las notaciones siguientes nos indican:

I. $5p^3$: el subnivel "p" (principal) del quinto nivel posee 3 electrones.

II. $3d^{10}$: el subnivel "d" (difuso) del tercer nivel posee 10 electrones (esta lleno).

III. $7s^1$: el subnivel "s" (sharp) del séptimo nivel posee un electrón.

Ejemplo: Ordenar de forma creciente respecto a las energías relativas los siguientes subniveles:

I. 5s II. 6d III. 2p V. 4f

Resolución: Identificamos los valores de "n" y "l" para cada subnivel:

SUBNIVELES	n	ℓ	ER = n + ℓ
5s	5	0	5
6d	6	2	8
2p	2	1	3
4f	4	3	7

Luego el orden creciente de energías relativas es:

$$2p < 5s < 4f < 6d$$

⟶ Aumenta la energía

⟵ Aumenta la estabilidad

OBSERVACIÓN

- Cuando dos o más subniveles presentan igual suma de (n + ℓ), el más estable es aquel que se encuentre en el menor nivel.
- Todos los orbitales de un mismo subnivel presentan la misma energía relativa y se denominan "orbitales degenerados".

ESQUEMA DE LA REGLA DE LA CONSTRUCCIÓN

NIVELES	SUBNIVELES	ELECTRONES
	inicio	
1, K	$1s^2$	2
2, L	$2s^2$ $2p^6$	8
3, M	$3s^2$ $3p^6$ $3d^{10}$	18
4, N	$4s^2$ $4p^6$ $4d^{10}$ $4f^{14}$	32
5, O	$5s^2$ $5p^6$ $5d^{10}$ $5f^{14}$	32
6, P	$6s^2$ $6p^6$ $6d^{10}$	18
7, Q	$7s^2$ $7p^6$	8
	fin	

FORMA DESARROLLADA

C.E.: $1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$ $3p^6$ $4s^2$ $3d^{10}$ $4p^6$ $5s^2$ $4d^{10}$ $5p^6$ $6s^2$ $4f^{14}$ $5d^{10}$ $6p^6$ $7s^2$ $5f^{14}$ $6d^{10}$ $7p^6$

Si | Soy peruano | Soy peruano | Soy de Perú | Soy de Perú | Soy futuro de Perú | Soy futuro de Perú

Ejemplo: Luego de desarrollar la configuración electrónica del elemento Bromo (Z = 35), indicar el número de niveles de energía que posee y el número de electrones en el último nivel.

Resolución: Como el átomo de Bromo se encuentra de forma neutra, su número de electrones es igual al número de protones (Z) y esto es igual a 35, su configuración desarrollada es:

$$C.E.: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 \underline{4s^2} 3d^{10} \underline{4p^5}$$

Se observa que posee 4 niveles de energía y siendo el cuarto el último nivel aquí se encuentra 7 electrones.

CONFIGURACIÓN SIMPLIFICADA O KERNEL

A medida que el átomo presenta mayor cantidad de electrones, su configuración desarrollada se hace más extensa esto se puede simplificar empleando a los gases nobles (He, Ne, Ar, Kr, Xe y Rn) cuyas configuraciones permanecen constantes debido a su gran estabilidad química:

$_{10}Ne$ C.E.: $1s^2 2s^2 2p^6$

$_{18}Ar$ C.E.: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

$_{36}Kr$ C.E.: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$

$_{54}Xe$ C.E.: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6$

$_{86}Rn$ C.E.: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6$

Ejemplo: Luego de determinar la configuración simplificada del elemento Estroncio (Sr), el cual posee 38 electrones en su zona extranuclear, indicar el número de electrones en su último nivel.

Resolución: Primero escribimos su configuración desarrollada para 38 electrones e identificamos al gas noble que mas se acerque a él:

$$_{38}Sr \quad C.E.: \underbrace{1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6}_{_{36}Kr} 5s^2$$

Luego su configuración "kernel" es: $_{38}Sr$ C.E.: $[_{36}Kr] 5s^2$

Presenta 2 electrones en su último nivel (quinto nivel)

PRINCIPIO DE MÁXIMA MULTIPLICIDAD

Teniendo que un electrón se comporta como un microimán, al llenar los electrones en los orbitales se busca la máxima cantidad de electrones spines paralelos, luego se llenará con un spin contrario.

REGLA DE HUND

Es una forma práctica del principio de máxima multiplicidad, los orbitales se llenan con spin antihorario y luego se llenará con su spin contrario (spin horario).

Ejemplo: Distribuir por orbitales los electrones presentes en los siguientes subniveles:

I. $3p^4$ II. $4d^7$

Resolución: I. Como sabemos el subnivel "p" presente 3 orbitales, por lo que lo representamos según:

a) $3p^4$: ⇅ ↿ ↿ (orden: 1④ 2 3) Forma correcta

m_ℓ: −1 0 +1

→ Orden de distribución (1 al 4)

b) $3p^4$: ⇅ ↿ ↿↿ Forma incorrecta

m_ℓ: −1 0 +1

Están presenten 2 electrones desapareados, el último electrón distribuido posee $m_\ell = -1$ y $m_s = -1/2$.

II. Como sabemos el subnivel "d" presenta 5 orbitales, por lo que lo representaremos según:

$4d^7$: ↑↓ ↑↓ ↑ ↑ ↑ (orden: 1 6 | 2 ⑦ | 3 | 4 | 5)

m_ℓ: −2 −1 0 +1 +2

→ Orden de distribución (1 al 7)

Están presentes 3 electrones desapareados.

A partir de estas configuraciones se pueden determinar los conjuntos de números cuánticos para cada uno de los electrones de un átomo, así como también se puede conocer si el átomo en mención es paramagnético o diamagnético.

CONFIGURACIÓN DE IONES

ANIÓN

* Se distribuye el total de electrones, luego de que el átomo haya ganado electrones.

$_{16}S^{2-}: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$

$\#e^-$: 18

↑ se distribuye totalmente.

CATIÓN

* Primer paso: Se distribuye al átomo neutro.
* Segundo paso: Se quita los electrones del último nivel, si falta al subnivel inferior anterior.

Ejemplo: * $_{11}Na^{+}$:

– $_{11}Na: [_{10}Ne]\ 3s^{①}$ → se quita

– $_{11}Na^{+}: [_{10}Ne]$

* Fe^{3+} :

$Fe: [_{18}Ar]\ 4s^{②}\ 3d^{⑥}$ → se quita 2, se quita 1

$Fe^{3+}: [_{18}Ar]\ 3d^{5}$

EXCEPCIONES A LAS REGLAS DE CONFIGURACIÓN (ESTABILIDAD ADICIONAL)

Como hemos observado los procedimientos para distribuir los electrones se basan en reglas simples, por lo que es evidente que existan átomos que no se ajustan a dichas reglas por diferentes motivos como: estabilidad, paramagnetismo, ionización, etc. Las excepciones más comunes lo presentan aquellos átomos neutros cuyas configuraciones culminan en subniveles tipo "d", siendo estas excepciones en los casos:

I. $ns^{2}(n-1)d^{4}$ $\xrightarrow{\text{se cambia por}}$ $ns^{1}(n-1)d^{5}$

II. $ns^{2}(n-1)d^{9}$ $\xrightarrow{\text{se cambia por}}$ $ns^{1}(n-1)d^{10}$

Ejemplo: ¿Cuántos electrones presenta en su último nivel el átomo neutro del elemento Cobre (Cu), si su número atómico es 29?

Resolución: Como se trata de un átomo neutro su número de electrones es 29 igual a su número atómico, su configuración es:

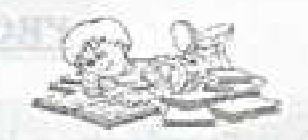
$$_{29}Cu \quad C.E.: \underbrace{1s^{2}\,2s^{2}\,2p^{6}\,3s^{2}\,3p^{6}}_{_{18}Ar}\,\overline{4s^{2}\,3d^{9}}$$

Se observa que termina en el subnivel "d" con 9 electrones, por lo que para que sea correcto trasladamos un electrón del subnivel "s" (4s) al subnivel "d" (3d) y tenemos:

$$_{29}Cu \quad C.E.: [_{18}Ar]\ 4s^{1}\ 3d^{10}$$

Su último nivel es cuarto y posee un solo electrón.

EJERCICIOS DE APLICACIÓN



1. Respecto a los números cuánticos, identifique las afirmaciones correctas:
   I. Son parámetros numéricos que definen los estados energéticos de los electrones.
   II. El número cuántico principal (n) nos indica el nivel de energía.
   III. El número cuántico del espín (m_s) nos indica la orientación espacial del electrón.

   Rpta.: ....

2. Identifique el conjunto de números cuánticos dado de forma incorrecta:
   I) 4, 0, 0, +1/2   IV) 3, 2, +2, −1/2
   II) 2, 1, +1, −1/2
   III) 3, 0, −1, +1/2   V) 5, 3, +2, +1/2

   Rpta.: ....

3. ¿Cuántos electrones como máximo se puede tener un subnivel cuya notación cuántica es n=5, $\ell = 3$?

   Rpta.: ....

4. Identifique aquella notación de subnivel dado de forma incorrecta:
   I) 3d   II) 2p   III) 4f
   IV) 5p   V) 2d

   Rpta.: ....

5. Identifique aquel subnivel que posee el mayor valor de energía relativa:
   I) 3d   II) 5s   III) 4d
   IV) 5p   V) 4f

   Rpta.: ....

6. Luego de desarrollar la configuración electrónica del gas noble Kriptón (Z=36). Indique el número de niveles de energía que posee.

   Rpta.: ....

7. ¿Cuántos electrones posee en su último nivel de energía el átomo neutro del elemento Galio (Z = 31)?

   Rpta.: ....

8. Cierto átomo posee 15 electrones en su capa energética "M". Halle el número de electrones de su átomo neutro.

   Rpta.: ....

9. ¿Cuántos electrones desapareados posee el átomo neutro del Fósforo (Z=15)?

   Rpta.: ....

10. Indique la alternativa que contiene a la especie de mayor paramagnetismo.
    I) Fe (Z=26)   II) Mo (Z=42
    III) Ga (Z=31)
    IV) As (Z=33)   V) Zn (Z=30)

    Rpta.: ....

PROBLEMAS RESUELTOS

PROBLEMA 1 En relación a los valores permitidos de los números cuánticos, indicar lo incorrecto:

I. El número cuántico magnético solo admite valores positivos.

II. La expresión "n + ℓ" se emplea para definir la energía relativa de un subnivel y sus orbitales.

III. Para: $\ell = 1$ se hace referencia a un subnivel cuyos orbitales presentan forma geométrica esférica.

A) I y II B) Sólo I C) II y III
D) I y III E) Sólo III

Resolución:

I. FALSO : Los valores permitidos del número cuántico magnético "m_ℓ" son positivos y negativos:

$$m_\ell = -\ell, ..., 0, ..., +\ell$$

II. VERDADERO : La energía relativa (ER) de los subniveles, orbitales y electrones se determina según:

$$ER = n + \ell$$

III. FALSO : Para: $\ell = 1$ se hace referencia a un subnivel tipo "p", por lo que la forma geométrica de sus orbitales es "dilobular".

∴ CLAVE: D

PROBLEMA 2 Respecto a la teoría mecano - cuántica y la estructura atómica, ¿cuáles de las siguientes proposiciones son correctas?

I. El electrón ya no está en una órbita, en el sentido de Bohr, sino más bien hay una nube de probabilidad electrónica.

II. Cada uno de los estados cuánticos, diferenciados por n, ℓ, m_ℓ, corresponde a distintas funciones de distribución de probabilidad (orbitales).

III. La función de probabilidad más sencilla se obtiene para los estados s ($\ell = 0$) y tiene simetría esférica.

ADMISIÓN UNI 2017 - I

A) Solo I B) Solo III C) I y II
D) II y III E) I, II y III

Resolución: Analizando las proposiciones:

I. VERDADERO : En la actualidad se incluye el concepto de orbital o R.E.E.M.P.E. que se define como la región del espacio donde existe mayor probabilidad de encontrar al electrón.

II. VERDADERO : La función de onda (Ψ) de un electrón nos lleva a la idea de "orbital atómico", donde dicha función está caracterizada por los números cuánticos n, ℓ, m_ℓ

III. VERDADERO : El orbital "SHARP" ($\ell = 0$) tiene forma esférica, siendo el de mayor simetría.

Las tres proposiciones son correctas.

$\therefore$ CLAVE: E

PROBLEMA 3 Respecto a los números cuánticos, indicar verdadero (V) o falso (F):

I. Los cuatro números cuánticos son el resultado de la solución de la ecuación de onda.

II. El número cuántico azimutal indica para el electrón el nivel principal de energía.

III. Los subniveles de energía se designan en función del número cuántico secundario.

A) FVV B) FFV C) VVV
D) VFV E) FVF

Resolución:

I. FALSO : Sólo tres de los números cuánticos: n, ℓ y m_ℓ son el resultado de la solución de la ecuación de onda de Schrödinger.

II. FALSO : El número cuántico principal. "n" nos indica el nivel principal de energía.

III. VERDADERO : El número cuántico secundario o azimutal: "ℓ" nos indica el subnivel de energía.

$\therefore$ CLAVE: B

PROBLEMA 4 Para la capa energético "O", indicar su capacidad electrónica máxima así como el número de orbitales que puede albergar.

A) 50; 25 B) 32; 16 C) 18; 9
D) 8; 4 E) 72; 36

Resolución: La capa energética "O" corresponde al quinto nivel de energía: n = 5, por lo que su capacidad electrónica máxima es:

$$\#\, e^-_{max} = 2n^2 = 2 \times 5^2 = 50$$

Además como cada orbital admite un máximo de dos electrones, su número de orbitales es:

$$\#\, orbitales = n^2 = 5^2 = 25$$

$\therefore$ CLAVE: A

PROBLEMA 5 De los siguientes conjuntos de números cuánticos. ¿Cuál o cuales están dados de forma incorrecta?

I. 1, 0, 0, +1/2
II. 2, 3, +1, –1/2
III. 4, 0, +1, –1/2
IV. 6, 3, +3, +1/2

A) Sólo I
B) I y II
C) II y III
D) III y IV
E) Sólo IV

Resolución: Analizamos cada conjunto de números cuánticos, de acuerdo a sus valores permitidos y la relación de dependencia: $n \to \ell \to m_\ell$

I. CORRECTO : 1, 0, 0, +1/2
$n = \underline{1}$ $\quad \ell = \underline{0}$ $\quad m_\ell = \underline{0}$ $\quad m_s = \underline{+1/2}$ y $-1/2$

II. INCORRECTO : 2, 3, +1, –1/2
$n = 2$ $\quad \ell = 0, 1$
no existe un $\ell = 3$ para $n = 2$, ya que $n > \ell$

III. INCORRECTO : 4, 0, +1, –1/2
$n = 4$ $\quad \ell = \underline{0}, 1, 2, 3$ $\quad m_\ell = 0$
no existe un $m_\ell = +1$ para $\ell = 0$

IV. CORRECTO : 6, 3, +3, +1/2
$n = \underline{6}$ $\quad \ell = 0, 1, 2, \underline{3}, 4, 5$
$m_\ell = -3, -2, -1, +1, +2, \underline{+3}$ $\quad m_s = \underline{+1/2}, -1/2$

∴ CLAVE: C

PROBLEMA 6 En la siguiente lista de números cuánticos, identificar al electrón que se encuentra en la capa energética "N", en un orbital tetralobular y su rotación es antihoraria.

A) 4, 0, 0, +1/2
B) 4, 2, 0, +1/2
C) 4, 1, 0, +1/2
D) 4, 2, 0, –1/2
E) 4, 1, +1, +1/2

Resolución: Tenemos un electrón son las siguientes características:

- Se encuentra el la capa "N", lo cual corresponde al cuarto nivel:
$n = 4.$

- Se encuentra en un orbital "tetralobular", el cual debe pertenecer a un subnivel tipo "d":

$$\ell = 2 \ \text{ y } \ m_\ell = -2, -1, 0, +1, +2$$

- Si su rotación es antioraria:

$$m_s = +1/2$$

Luego el electrón buscado es: 4, 2, 0, +1/2

∴ CLAVE: B

PROBLEMA 7 Cierto electrón de un átomo presenta: $m_\ell = +3$, indicar el menor nivel energético donde se ubica.

A) 3 B) 5 C) 7
D) 2 E) 4

Resolución: Tenemos un átomo con $m_\ell = +3$, como sabemos el número cuántico magnético toma los valores:

$$m_\ell = -\ell, \ldots, 0, \ldots, +\ell$$

Eso significa que el mínimo valor del número cuántico secundario es: $\ell = 3$, además recordamos que $n > \ell$, por lo que el mínimo valor del nivel (n) donde se ubica el electrón es 4 (cuarto nivel)

∴ CLAVE: E

PROBLEMA 8 Cierto electrón de un átomo se encuentra en el tercer nivel energético. ¿Cuántos posibles conjuntos de números cuánticos presentará?

A) 8 B) 18 C) 32
D) 50 E) 2

Resolución: Como sabemos cada conjunto de números cuánticos representa a un electrón, como este se encuentra en el tercer nivel n = 3, solo debemos averiguar cuantos electrones como máximo puede albergar este nivel, ya que cada electrón posible tendría su propio conjunto de números cuánticos, luego:

$$\#\, e^-_{max} = 2n^2 = 2 \times 3^2 = 18$$

Por lo tanto para un electrón del cuarto nivel es posible 18 juegos de números cuánticos.

∴ CLAVE: B

PROBLEMA 9 La configuración electrónica de la mayoría de átomos multielectrónicos requiere más de un orbital para ordenar sus electrones. Identifique el orbital que tiene menor energía en cada uno de los siguientes pares de electrones

I. 2s, 2p   II. 3p, 3d   III. 3s, 4s   IV. 4d, 4f   **ADMISIÓN UNMSM 2017 - II**

A) 2s, 3p, 4s y 4d   B) 3s, 3p, 4s y 4f   C) 2p, 3p, 4s y 4d
D 2s, 3d, 4s y 4f   E) 2s, 3p, 3s y 4d

Resolución: Analizando cada proposición:

	SUBNIVEL	n	+ ℓ	= E.R.
I	2s	2	0	②
	2p	2	1	3
II	3p	3	1	④
	3d	3	2	5
III	3s	3	0	③
	4s	4	0	4
IV	4d	4	2	⑥
	4f	4	3	7

Se observa que en cada par, los subniveles de menor E. R. son: 2s, 3p, 3s y 4d.

∴ CLAVE: E

PROBLEMA 10 Respecto a los orbitales o "reempe", indicar verdadero (V) o falso (F):

I. Es la región de la zona extranuclear donde existe la máxima probabilidad para ubicar a los electrones.
II. Su forma geométrica depende del número cuántico "n".
III. Su capacidad electrónica máxima es dos.

A) FVV   B) FVF   C) VFV
D) FFV   E) VVV

Resolución: Analizando las afirmaciones, tenemos:

I. VERDADERO : El término "reempe" que se le asigna al orbital indica que es la zona de máxima probabilidad electrónica.

II. FALSO : La forma geométrica del orbital lo define el número cuántico secundario o azimutal: "ℓ"

III. VERDADERO : Todo orbital solo puede contener 2 electrones como máximo, además estos se encuentran rotando sobre su eje en sentidos opuestos.

∴ CLAVE: C

PROBLEMA 11 En relación a la configuración electrónica, indicar lo incorrecto:

I. Los electrones se distribuyen tomando en cuenta el orden decreciente de sus energías relativas.

II. En los orbitales los electrones se distribuyen buscando el máximo desapareamiento.

III. Si un átomo presenta todos sus orbitales llenos se denomina "paramagnético".

A) Sólo I B) I y II C) II y III

D) Sólo III E) I y III

Resolución: De acuerdo a las afirmaciones, tenemos:

I. FALSO : Según la regla "AUFBAU" los electrones se distribuyen en orden creciente (menor a mayor) respecto a sus energías relativas.

II. VERDADERO : La regla de máxima multiplicidad (Hund) establece que la distribución de electrones en los orbitales debe producir el máximo desapareamiento.

III. FALSO : Los átomos que presentan todos sus orbitales llenos se denominan "diamagnéticos".

∴ CLAVE: E

PROBLEMA 12 Ordenar de forma creciente respecto a las energías relativas los siguientes subniveles:

I. 5d II. 2s III. 4p IV. 3d

A) I, II, III, IV B) IV, III, II, I C) II, IV = III, I

D) I, III = IV, II E) II, III = I, IV

Resolución: La energía relativa de los subniveles se determina de la forma: $ER = n + \ell$

Para los subniveles del problema tenemos:

SUBNIVELES	n	ℓ	$ER = n + \ell$
5d	5	2	7
2s	2	0	2
4p	4	1	5
3d	3	2	5

∴ El orden creciente respecto a sus energías relativas es: II, IV = III, I

∴ CLAVE: C

PROBLEMA 13 Para el átomo de Rubidio (Z = 37), indicar la cantidad total de electrones que presenta en subniveles tipo "sharp".

A) 8 B) 9 C) 2
D) 1 E) 6

Resolución: Como el átomo de Rubidio se encuentra en estado neutro su número de electrones es 37 igual a su número atómico (Z). Su configuración electrónica es:

$$_{37}Rb \quad C.E.: \underline{1s^2}\,\underline{2s^2}\,2p^6\,\underline{3s^2}\,3p^6\,\underline{4s^2}\,3d^{10}\,4p^6\,\underline{5s^1}$$

Como se observa presenta en total 9 electrones en sus subniveles tipo sharp (*s*)

∴ CLAVE: B

PROBLEMA 14 Indicar la configuración "kernel" para un átomo que presenta 44 electrones en su zona extranuclear.

A) $[Kr]\,5s^2\,4d^6$ B) $[Xe]\,5s^2\,4d^6$ C) $[Ar]\,5s^2\,4d^6$
D) $[Ne]\,5s^2\,4d^6$ E) $[Kr]\,5s^2\,3d^6$

Resolución: Primero escribimos la configuración electrónica desarrollada para 44 electrones y buscamos el gas noble que mas se acerque a él:

$$C.E.: \underbrace{1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,4s^2\,3d^{10}\,4p^6}_{_{36}Kr}\,5s^2\,4d^6$$

Luego su configuración "kernel es:

$$C.E.: [_{36}Kr]\,5s^2\,4d^6$$

∴ CLAVE: A

PROBLEMA 15 Cierto átomo es isóbaro con el nuclido del Zinc (Zn – 65) e isótono con el nuclido del Bromo: Br – 77 (Z = 35). ¿Cuántos electrones presenta en su último nivel dicho átomo?

A) 1 B) 2 C) 3
D) 5 E) 8

Resolución: Llamamos "X" al átomo desconocido el cual presenta las características:

- "X" es isóbaro con el Zn – 65, esto quiere decir que ambos poseen igual número de masa: 65.

- "X" es isótono con Br – 77 (Z = 35), esto quiere decir que ambos poseen igual número de neutrones:

$$N = A - Z = 77 - 35 = 42$$

Luego para el átomo "X", su número atómico es:

$$Z = A - N = 65 - 42$$
$$Z = 23$$

Su configuración electrónica es:

$$_{23}X \quad C.E.: 1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,\underline{4s^2}\,3d^3$$

Se observa que su último nivel que es el cuarto posee 2 electrones.

∴ CLAVE: B

PROBLEMA 16 El átomo del elemento Vanadio (Z = 23) por ionización forma un catión trivalente, indicar su configuración simplificada.

A) [Xe] $4s^0\,3d^2$ B) [Kr] $4s^2\,3d^1$ C) Kr] $4s^0\,3d^2$
D) [Ar] $4s^2\,3d^1$ E) [Ar] $4s^0\,3d^2$

Resolución: Desarrollamos primero la configuración de su átomo neutro con Z = 23:

$$_{23}V \quad C.E.: 1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,\underline{4s^2\,3d^3}$$

Su último nivel es el cuarto, al formar un catión trivalente pierde 3 electrones, quitamos 2 del subnivel "4s" y 1 del subnivel "3d" que quedaría como último subnivel luego de quitar los primeros 2 electrones:

$$_{23}V^{+3} : 20\,e^-$$

$$C.E.: \underbrace{1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6}_{_{18}Ar}\,4s^0\,3d^3$$

$$C.E.: [_{18}Ar]\,4s^0\,3d^2$$



∴ CLAVE: E

PROBLEMA 17 Hallar el número atómico de un átomo que presenta 20 electrones en subniveles principales.

A) 30 B) 54 C) 48
D) 50 E) 38

Resolución: Desarrollamos la configuración considerando la presencia de los 20 electrones en subniveles "p":

$$\text{C.E.: } 1s^2\,2s^2\,\underline{2p^6}\,3s^2\,\underline{3p^6}\,4s^2\,3d^{10}\,\underline{4p^6}\,5s^2\,4d^{10}\,\underline{5p^2}$$

Se observa que esto se logra con un total de 50 electrones, como dicho átomo es neutro: Z = 50

$\therefore$ CLAVE: D

PROBLEMA 18 ¿Cuántos electrones desapareados presenta en su configuración electrónica el átomo neutro del Niobio (Z = 41)?

A) 1 B) 2 C) 3
D) 4 E) 5

Resolución: El átomo neutro del elemento Niobio (Nb) presenta 41 electrones, su configuración es:

$$\text{C.E.: } 1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,4s^2\,3d^{10}\,4p^6\,5s^2\,4d^3$$

Se observa que el único lugar donde puede haber electrones desapareados es el subnivel: "4d", que se encuentra incompleto:





Presenta 3 electrones desapareados

$\therefore$ CLAVE: C

PROBLEMA 19 Indicar el conjunto de números cuánticos para el último electrón del átomo neutro del elemento Arsénico (Z = 33).

A) 4, 1, +1, +1/2 B) 4, 2, +1, −1/2 C) 4, 0, 0, −1/2
D) 4, 1, −1, −1/2 E) 4, 3, +2, +1/2

Resolución: El átomo neutro del Arsénico (As) presenta 33 electrones, su configuración es:

$$\text{C.E.: } 1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,4s^2\,3d^{10}\,4p^3$$

Su último electrón distribuido se encuentra en el subnivel: "4p".

$4p^3$ ↑ ↑ ↑

m_ℓ: −1 0 +1

Luego los números cuánticos de su último electrón son:

Nivel: n = 4

Subnivel "p": $\ell = 1$

Orbital: $m_\ell = +1$

Espín: $m_s = +1/2$

∴ CLAVE: A



PROBLEMA 20 Los números cuánticos del último electrón de un anión divalente son: 4, 1, +1, −1/2. Hallar su número de masa si posee 45 neutrones.

A) 80 B) 79 C) 58
D) 90 E) 118

Resolución: Ubicamos al último electrón de dicho anión según sus números cuánticos:

Nivel : n = 4

Subnivel : $\ell = 1$

→ 4p

Orbital : $m_\ell = +1$

Espín : $m_s = -1/2$

↓ en el orbital +1: −1 0 +1

Se observa que el último electrón de este anión es el sexto electrón del subnivel: "4p". por lo que su configuración completa es:

C.E.: $\underbrace{1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,4s^2\,3d^{10}\,4p^6}_{36e^-}$

Como es un anión divalente gano (gano 2 electrones) su número atómico (de su átomo neutro) es: Z = 34, además su número de neutrones es 45, por lo que su número de masa es:

A = Z + N

A = 34 + 45

A = 79

∴ CLAVE: B

PROBLEMAS PROPUESTOS

1. Respecto al modelo atómico actual, indicar verdadero (V) o falso (F):
   I. Se denomina mecano-cuántico y es un modelo matemático muy complejo.
   II. La existencia de niveles estacionarios de energía fue un aporte de "De Broglie".
   III. El principio de incertidumbre fue propuesto por Niels Bohr.

   A) VVV B) VFF C) FVF
   D) FFF E) FVV

2. De acuerdo con el principio de dualidad de la materia. Hallar la longitud de onda (en nm) asociado al electrón cuando este se desplaza a la mitad de la velocidad de la luz.

   $m_e = 9{,}1 \,.\, 10^{-31}$ kg

   $c = 3 \,.\, 10^{8}$ m/s

   $h = 6{,}62 \,.\, 10^{-34}$ J.s

   $1\text{nm} = 10^{-9}$ m

   A) $7{,}8 \,.\, 10^{-5}$ B) $5{,}8 \,.\, 10^{-4}$
   C) $1{,}8 \,.\, 10^{-3}$
   D) $2{,}8 \,.\, 10^{-2}$ E) $4{,}8 \,.\, 10^{-3}$

3. Si las siguientes partículas viajan en el espacio a la misma velocidad. ¿Cuál de ellas llevará asociado una onda de materia de menor longitud?

   A) electrón B) positrón C) protón
   D) neutrón E) alfa

4. Indicar la relación incorrecta:

   A) Bohr: estados cuantizados
   B) De Broglie: dualidad de la materia
   C) Heinsenberg: incertidumbre
   D) Schrödinger: ecuación de onda
   E) Ecuación de onda: n, m_ℓ y m_s

5. En relación a los números cuánticos, indicar lo incorrecto:
   I. Sirven para caracterizar los diferentes estados energéticos del electrón.
   II. Un orbital queda definido completamente empleando los 3 primeros números cuánticos.
   III. La energía relativa de un subnivel y sus orbitales se determina según: $ER = n + m_\ell$.

   A) Sólo I B) I y II C) II y III
   D) I y III E) Sólo III

6. Indicar lo incorrecto de las siguientes afirmaciones:
   I. El número cuántico magnético indica la rotación del electrón respecto a su eje imaginario.
   II. La forma geométrica de los orbitales "difusos" es dilobular.
   III. Un orbital tipo "f" admite un máximo de 2 electrones.

   A) Sólo I B) I y II C) I y III
   D) Sólo III E) Sólo II

7. De la lista siguiente de números cuánticos, indicar aquel que este dado de forma incorrecta.

   A) 4, 0, 0, +1/2 B) 5, 1, −1, −1/2
   C) 6, 3, +3, +1/2
   D) 3, 3, −1, −1/2 E) 7, 0, 0, +1/2

8. ¿Cuál de los siguientes conjuntos de números cuánticos representa un electrón de la capa energética "O", en un orbital dilobular y con rotación en el sentido de las agujas del reloj?

   A) 4, 2, 0, −1/2 B) 5, 1, −1, −1/2
   C) 5, 2, +1, −1/2
   D) 4, 1, +1, −1/2 E) 6, 1, 0, −1/2

9. De la siguiente lista de números cuánticos indicar aquel que represente un electrón cuya energía relativa sea 5 y se encuentre en un orbital tetralobular.

A) 4, 1, –1, +1/2 B) 5, 0, 0, –1/2
C) 3, 2, –2, +1/2
D) 3, 1, 0, +1/2 E) 4, 2, +1, –1/2

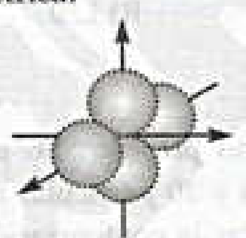
10. Ordenar los siguientes subniveles en orden creciente de sus energías relativas:
I. 5s II. 4f
III. 2p IV. 6d

A) III, I, II, IV B) III, II, I, IV
C) IV, III, II, I
D) V, I, II, III E) I, II, III, IV

11. ¿Cuál de las siguientes notaciones correspondiente a subniveles esta dado de forma incorrecta?

A) 4f B) 2d C) 7s
D) 6p E) 1s

12. Hallar la energía relativa del orbital que se encuentra en n = 3 y posee la siguiente forma geométrica:



A) 4 B) 5 C) 6
D) 7 E) 8

13. Se denomina orbitales "degenerados" a:

A) A aquellos que poseen un sólo electrón.
B) A aquellos que se encuentran llenos.
C) A aquellos cuyos dos electrones poseen el mismo espín.
D) A aquellos que se encuentran en el mismo nivel.
E) A aquellos que se encuentran en un mismo subnivel.

14. Respecto a las afirmaciones, indicar verdadero (V) o falso (F):
I. En un nivel "n" siempre hay "n" subniveles.
II. Los subniveles tipo "d" poseen 5 orbitales tetralobulares.
III. $\ell = 2$, corresponde a un subnivel que puede contener un máximo de 6 electrones.

A) VVF B) FVV C) VFF
D) VFV E) VVV

15. ¿Cuál de los siguientes subniveles presenta mayor estabilidad?

A) 5d B) 7s C) 6p
D) 4f E) 6d

16. Considerando los valores permitidos de los números cuánticos, indicar el máximo valor para la siguiente expresión con n = 4:

$$J = (n + \ell - m_\ell)^{\frac{1}{m_s}}$$

A) 10 B) 16 C) 100
D) 8 E) 112

17. Se tiene un electrón el cual se encuentra en la capa energética "O". ¿Cuál es el valor máximo de m_ℓ que puede poseer dicho electrón?

A) 5 B) 0 C) 3
D) 2 E) 4

18. Cierto átomo posee el cuarto nivel de energía completamente lleno. ¿Cuántos electrones en este nivel estarán rotando en sentido antihorario?

A) 32 B) 16 C) 15
D) 25 E) 18

19. De las siguientes notaciones electrónicas, indicar aquel que este dado de forma incorrecta:

A) $3d^8$ B) $5p^7$ C) $2s^2$
D) $4f^1$ E) $1s^1$

20. La notación cuántica: n = 5 y ℓ = 3, representa al subnivel:

A) 5s B) 5p C) 5d
D) 5f E) 4f

21. Hallar la suma de las capacidades electrónicas máxima de las capas energéticas: "P" y "Q".

A) 170 B) 122 C) 118
D) 200 E) 158

22. Si un electrón se encuentra en el quinto nivel energético. ¿Cuál será el máximo valor de la energía relativa que podría poseer?

A) 10 B) 8 C) 9
D) 15 E) 20

23. El Molibdeno (Mo) es un elemento metálico cuyo número atómico es 42. Hallar la cantidad total de electrones que posee en sus subniveles difusos.

A) 10 B) 12 C) 14
D) 15 E) 20

24. El anión trivalente de cierto átomo posee un total de 36 electrones. Hallar el número de electrones en su último nivel para su átomo neutro.

A) 1 B) 2 C) 3
D) 4 E) 5

25. Hallar el número de electrones que presentara en el último nivel de energía el catión monovalente del elemento Plata (Z = 47)?

A) 1 B) 10 C) 18
D) 6 E) 2

26. ¿Cuántos electrones como máximo debe poseer un átomo de tal forma que solo posea 4 niveles de energía?

A) 19 B) 36 C) 50
D) 72 E) 30

27. Hallar el número atómico de cierto átomo el cual posee 18 electrones en su capa energética "M".

A) 30 B) 38 C) 26
D) 45 E) 32

28. Cierto átomo de 60 neutrones presenta su cuarto nivel de energía semilleno. Hallar su número de masa.

A) 100 B) 120 C) 112
D) 101 E) 106

29. Un átomo presenta 56 nucleones fundamentales y 30 partículas neutras, luego de desarrollar la configuración electrónica de su átomo neutro. Hallar el número de electrones desapareados que posee.

A) 1 B) 2 C) 3
D) 4 E) 5

30. ¿Cuántos electrones desapareados presentara un átomo en cuya zona extranuclear posee 15 electrones con $\ell = 1$?

A) 1 B) 2 C) 3
D) 4 E) 5

31. ¿Cuántos electrones con $m_s = +1/2$ presenta el átomo neutro del elemento Zirconio (Z = 40)?

A) 21 B) 20 C) 25
D) 24 E) 22

32. Indicar la configuración simplificada del átomo neutro del elemento Galio (Z = 31)

A) $[Ar]\,4s^2\,3d^{10}\,4p^1$
B) $[Kr]\,4s^2\,3d^{10}\,4p^1$
C) $[Ne]\,4s^2\,3d^{10}\,4p^1$
D) $[Xe]\,4s^2\,3d^{10}\,4p^1$
E) $[Ar]\,4s^2\,4p^1$

33. Indicar la configuración "kernel" de catión divalente del elemento Ytrio (Z = 39).

A) $[Kr]\,4s^2\,3d^1$
B) $[Ar]\,4s^1\,3d^0$
C) $[Kr]\,4s^1\,3d^0$
D) $[Ar]\,4s^0\,3d^1$
E) $[Kr]\,4s^0\,3d^1$

34. De la siguiente lista de átomos neutros, indicar aquel que posea mayor paramagnetismo:

A) $_{26}Fe$ B) $_{21}V$ C) $_{25}Mn$
D) $_{29}Cu$ E) $_{24}Cr$

35. De la siguiente lista de cationes, indicar aquel que posea todos sus orbitales llenos.

A) $_{30}Zn^{+2}$ B) $_{22}Ti^{+2}$ C) $_{29}Cu^{+2}$
D) $_{27}Co^{+3}$ E) $_{44}Ru^{+3}$

36. Hallar los números cuánticos del último electrón del átomo neutro del elemento Selenio (Z = 34).

A) 4, 1, –1, – 1/2
B) 4, 0, 0, +1/2
C) 4, 1, +1, +1/1
D) 4, 2, +1, –1/2
E) 4, 1, 0, –1/2

37. Hallar los números cuánticos del último electrón distribuido del catión trivalente del elemento Titanio (Z = 22).

A) 4, 0, 0, +1/2
B) 4, 0, 0, –1/2
C) 3, 2, –2, +1/2
D) 3, 2, –2, –1/2
E) 3, 2, –1, +1/2

38. Cierto átomo de 30 neutrones presenta los siguientes números cuánticos para su último electrón distribuido: 3, 2, 0, –1/2. Hallar su número de masa.

A) 50 B) 60 C) 57
D) 58 E) 65

39. Los números cuánticos del último electrón de cierto átomo son: 3, 1, 0, –1/2. Hallar su número atómico.

A) 15 B) 18 C) 20
D) 13 E) 17

40. La configuración electrónica terminal de cierto anión divalente es: ....np^6. Hallar su número atómico, si la energía relativa de dicho subnivel es 4.

A) 16 B) 18 C) 20
D) 15 E) 22

41. Se denomina especies isoelectrónicas a aquel conjunto de átomos y/o iones que poseen la misma configuración electrónica. ¿Cuál de las siguientes parejas de especies serán isoelectrónicas?

I. $_{20}Ca$ y $_{22}Ti^{+2}$

II. $_{15}P^{-3}$ y $_{18}Ar$

III. $_{26}Fe^{+3}$ y $_{23}V$

A) Sólo I B) I y II C) Sólo II
D) II y III E) I, II y III

42. La configuración electrónica terminal de cierto átomo neutro es: ....$(n-1)d^7$. Hallar su número atómico, si la energía relativa de dicho subnivel es 5.

A) 30 B) 32 C) 29
D) 25 E) 27

43. Hallar la energía relativa del último electrón distribuido para el catión divalente de un átomo cuya carga nuclear es 38.

A) 1 B) 2 C) 3
D) 4 E) 5

44. Hallar el número de masa de un átomo de 14 neutrones si posee un orbital lleno en un subnivel principal cuya energía relativa es 4

A) 30 B) 28 C) 25
D) 14 E) 50

45. El catión trivalente de cierto átomo posee para su último electrón los números cuánticos: 4, 2, +1, +1/2. Hallar su número de masa si posee 55 neutrones.

A) 95 B) 98 C) 100
D) 112 E) 43

46. Hallar el número atómico de cierto átomo el cual presenta 13 electrones con energía relativa 5 en su zona extranuclear.

A) 33 B) 31 C) 38
D) 40 E) 25

47. Cierto átomo posee 4 electrones desapareados en su subnivel correspondiente al cuarto nivel de energía. Hallar su número atómico mínimo.

A) 40 B) 45 C) 43
D) 44 E) 50

48. La carga eléctrica absoluta de la zona extranuclear de cierto anión trivalente es $-2,88\times10^{-18}$C. ¿Cuántos electrones con $\ell=0$, poseerá su átomo neutro?

$q_e=1,6\times10^{-19}$ C

A) 2 B) 4 C) 6
D) 8 E) 10

49. ¿Cuál de las siguientes configuraciones esta dado de forma incorrecta?

A) $_{41}Nb^{+2}$: $[Kr]\,4s^2 3d^1$
B) $_{30}Zn^{+2}$: $[Ar]4s^0 3d^{10}$
C) $_{17}Cl^{-1}$: $[Ar]$
D) $_{22}Ti^{+3}$: $[Ar]\,4s^0 3d^1$
E) $_{40}Zr^{+3}$: $[Kr]\,4s^0 3d^1$

50. Si el anión trivalente de cierto átomo posee para su último electrón los números cuánticos: 4, 1, +1, +1/2. Indicar la forma geométrica del orbital donde se encuentra el último electrón de su átomo neutro.

A) octalobular B) dilobular
C) esférico
D) tetralobular E) trilobular



Tabla Periódica

OBJETIVOS

- Ubicar a un elemento químico en la tabla periódica actual.
- Conocer la tabla periódica sus periodos y familias.
- Clasificar a los elementos en metales y no metales así como sus propiedades y su variación.

CUATRO NUEVOS ELEMENTOS QUÍMICOS EN LA TABLA PERIÓDICA

El 8 de junio del 2016, la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (UIQPA, más conocida por sus siglas inglesas IUPAC) emitió un comunicado oficial para notificar que la División de Química Inorgánica había dado su visto bueno a los nombres propuestos por sus descubridores[*] para los elementos 113, 115, 117 y 118, últimos en engrosar la tabla periódica de los elementos químicos. Al no surgir alegaciones a la notificación de la IUPAC, los nuevos nombres pasaron a ser oficiales desde el 8 de noviembre del mismo año.

Para el elemento de número atómico **113**, primero descubierto (sintetizado) en un país asiático, sus alumbradores japoneses del Centro Nishina del Instituto Riken barajaron nombres como japonium, rikenium y nishinium, pero finalmente han propuesto *nihonium* (símbolo **Nh**), a partir de 日本 (Nihon, nombre del Japón en japonés, que significa literalmente «la Tierra del Sol Naciente»). En español, pues, **nihonio**.

Los elementos de número atómico **115** y **117** fueron un hallazgo conjunto de los científicos rusos del Instituto de Investigaciones Nucleares de Dubna y de los estadounidenses del Laboratorio Nacional de Oak Ridge (Tennessee), la Universidad Vanderbilt de Nashville (Tennessee), la Universidad de Tennessee en Knoxville y el Laboratorio Nacional Lawrence Livermore de California. De mutuo acuerdo, han propuesto llamar al primero *moscovium* (símbolo **Mc**), por **Московия** (Moscovia), nombre del antiguo Principado de Moscú, predecesor de la actual provincia u oblast de Moscú, donde asienta la ciudad de Dubna; y al segundo, *tennessine* (símbolo **Ts**), en reconocimiento al estado de Tennessee. La castellanización de *moscovium* a **moscovio** no ofrece ningún problema, pero para tennessine he oído ya decir que en español será *tenesina* (imposible, puesto que todos los elementos químicos deben tener género masculino en español; la única excepción admitida, por motivos históricos, es la plata) o *tenesino*. Quienes eso afirman parecen haber pasado por alto que el nuevo elemento 117 se aloja en el grupo 17 de la tabla periódica, clásicamente integrado por los llamados 'halógenos'. Y por motivos históricos, todos los halógenos reciben nombres terminados en *-ine* en inglés, pero no en español: *fluorine* (flúor), *bromine* (bromo), *iodine* (yodo), *astatine* (ástato o astato) y ahora también tennessine, que en español debe ser **téneso**, y no *tenesio*, *tenesino* ni *tenesina*.

Por último, el elemento de número atómico **118** fue también un hallazgo conjunto de los rusos del Instituto de Investigaciones Nucleares de Dubna y los estadounidenses del Laboratorio Nacional Lawrence Livermore, quienes de común acuerdo proponen ahora bautizarlo en inglés oganesson (símbolo **Og**), en homenaje al físico nuclear ruso de ascendencia armenia **Юрий Цолакович Оганесян** (Yuri Tsolákovich Oganesián, nacido en 1933) por sus trascendentales aportaciones a la investigación de los transactínidos. Como todos los elementos del grupo 18 (gases nobles) a excepción del primero, debe recibir un nombre terminado en -on en inglés y terminado en -ón en español: neon (neón), argon (argón), krypton (criptón), xenon (xenón), radon (radón) y ahora también oganesson (**oganesón**).

Ya saben, pues: no se dejen confundir por quienes están escribiendo ya en español los nombres de estos nuevos elementos como lo hacen en inglés. Los cuatro nuevos elementos de la tabla periódica se llaman en español nihonio (Nh), moscovio (Mc), téneso (Ts) y oganesón (Og).

Fernando A. Navarro

[*] Sintetizadores, más bien; los transuránidos a partir del americio (elemento 95) no aparecen de forma natural en la Tierra, por lo que únicamente pueden obtenerse mediante síntesis y su vida es efímera; en algunos casos, cuestión de microsegundos.

TABLA PERIÓDICA

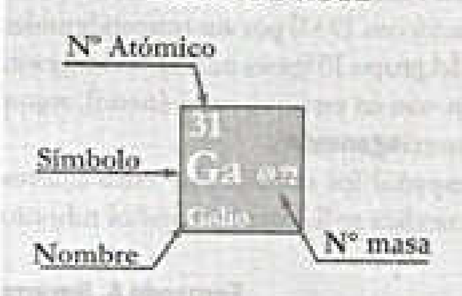
(I) Nuevo	1	2	3	4	5	6	7	8	9
Original	I A	II A	III B	IV B	V B	VI B	VII B	⟵ VIII B	
	ns^1	ns^2	$ns^2(n-1)d^1$	$ns^2(n-1)d^2$	$ns^2(n-1)d^3$	$ns^1(n-1)d^5$	$ns^2(n-1)d^5$		$ns^2(n-1)d^*$
	1 H 1,008 Hidrógeno								
	3 Li 6,940 Litio	4 Be 9,012 Berilio							
	11 Na 22,99 Sodio	12 Mg 24,30 Magnesio							
	19 K 39,09 Potasio	20 Ca 40,08 Calcio	21 Sc 44,95 Escandio	22 Ti [illegible] Titanio	23 V 50,94 Vanadio	24 Cr [illegible] Cromo	25 Mn [illegible] Manganeso	26 Fe [illegible] Hierro	27 Co [illegible] Cobalto
	37 Rb 85,47 Rubidio	38 Sr 87,62 Estroncio	39 Y [illegible] Itrio	40 Zr [illegible] Zirconio	41 Nb [illegible] Niobio	42 Mo [illegible] Molibdeno	43 Tc [illegible] Tecnecio	44 Ru [illegible] Rutenio	45 Rh [illegible] Rodio
	55 Cs 132,9 Cesio	56 Ba 137,3 Bario	57 al 71	72 Hf [illegible] Hafnio	73 Ta [illegible] Tántalo	74 W [illegible] Wolframio	75 Re [illegible] Renio	76 Os [illegible] Osmio	77 Ir [illegible] Iridio
	87 Fr _ Francio	88 Ra _ Radio	89 al 103	104 Rf _ Rutherfordio	105 Db _ Dubnio	106 Sg _ Seaborgio	107 Bh _ Bohrio	108 Hs _ Hassio	109 Mt _ Meitnerio

Alcalinos	Actínidos
Alcalino Térreos	Metales del Bloque p
Metales de Transición	No Metales
Lantánidos	Gases Nobles

Los elementos encerrados son conocidos como metaloides,

* = 6, 7, 8. n = Número de Periodo

LEYENDA



(II)					
57 La [illegible] Lantano	58 Ce [illegible] Cerio	59 Pr [illegible] Praseodimio	60 Nd [illegible] Neodimio	61 Pm Prometio	62 Sm [illegible] Samario
89 Ac _ Actinio	90 Th [illegible] Thorio	91 Pa [illegible] Protactinio	92 U [illegible] Uranio	93 Np _ Neptunio	94 Pu Plutonio

(I): Numeración de Grupos del 1 al 18 (Nuevo), adoptado por

(II): Los elementos de transición interna tienen configuración

DE LOS ELEMENTOS

Símbolo	Estado
C	Sólidos
Br	Líquidos
H	Gases
Tc	Sintéticos

10	11	12	13	14	15	16	17	18	PERÍODO
	I B	II B	III A	IV A	V A	VI A	VII A	VIII A	
	$ns^1(n-1)d^{10}$	$ns^2(n-1)d^{10}$	$ns^2 np^1$	$ns^2 np^2$	$ns^2 np^3$	$ns^2 np^4$	$ns^2 np^5$	$ns^2 np^6$	
								2 He 4,00 Helio	1
			5 B [illegible]	6 C 12,01 Carbono	7 N 14,01 Nitrógeno	8 O 15,99 Oxígeno	9 F 18,99 Flúor	10 Ne 20,18 Neón	2
			13 Al [illegible] Aluminio	14 Si [illegible]	15 P [illegible] Fósforo	16 S [illegible] Azufre	17 Cl [illegible] Cloro	18 Ar 39,95 Argón	3
28 Ni [illegible] Níquel	29 Cu 63,54 Cobre	30 Zn [illegible] Zinc	31 Ga 69,72 Galio	32 Ge [illegible]	33 As [illegible]	34 Se [illegible] Selenio	35 Br [illegible] Bromo	36 Kr [illegible] Kriptón	4
46 Pd [illegible] Paladio	47 Ag [illegible] Plata	48 Cd [illegible] Cadmio	49 In [illegible] Indio	50 Sn [illegible] Estaño	51 Sb [illegible]	52 Te [illegible]	53 I [illegible] Yodo	54 Xe [illegible] Xenón	5
78 Pt [illegible] Platino	79 Au [illegible] Oro	80 Hg [illegible] Mercurio	81 Tl [illegible] Talio	82 Pb [illegible] Plomo	83 Bi [illegible] Bismuto	84 Po [illegible]	85 At [illegible]	86 Rn — Radón	6
110 Ds — Darmstadtio	111 Rg — Roentgenio	112 Cn — Copernicio	113 Nh — Nihonio	114 Fl — Flerovio	115 Mc — Moscovio	116 Lv — Livermorio	117 Ts — Téneso	118 Og — Oganesón	7

pero se está definiendo su estado natural.

									PERÍODO
63 Eu [illegible]	64 Gd [illegible]	65 Tb [illegible]	66 Dy [illegible]	67 Ho [illegible]	68 Er [illegible]	69 Tm [illegible]	70 Yb [illegible]	71 Lu [illegible]	6
95 Am — Americio	96 Cm — Curio	97 Bk — Berkelio	98 Cf — Californio	99 Es — Einstenio	100 Fm — Fermio	101 Md — Mendelevio	102 No — Nobelio	103 Lw — Lawrencio	7

la IUPAC desde 1984

electrónica: $ns^2(n-2)f^{(*)}(n-1)d^1$ donde (*) = 0, 1, 2, ... , 14

INTRODUCCIÓN

EVOLUCIÓN DE LA TABLA PERIÓDICA

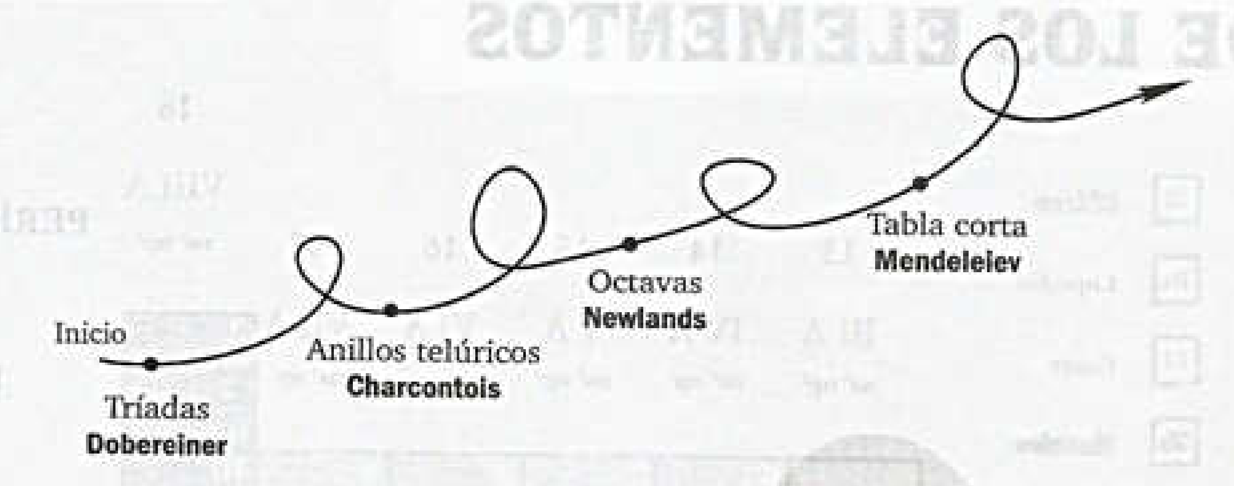


TABLA PERIÓDICA MODERNA

La tabla periódica actual se basa en la "Ley Periódica" dada por Moseley en 1913, el cual descubre la relación entre el número atómico y la frecuencia de los rayos "X" emitida por un elemento. De esta manera establece la siguiente ley:

"Las propiedades de los elementos y sus compuestos, son función periódica de sus números atómicos"

DESCRIPCIÓN DE LA TABLA PERIÓDICA ACTUAL

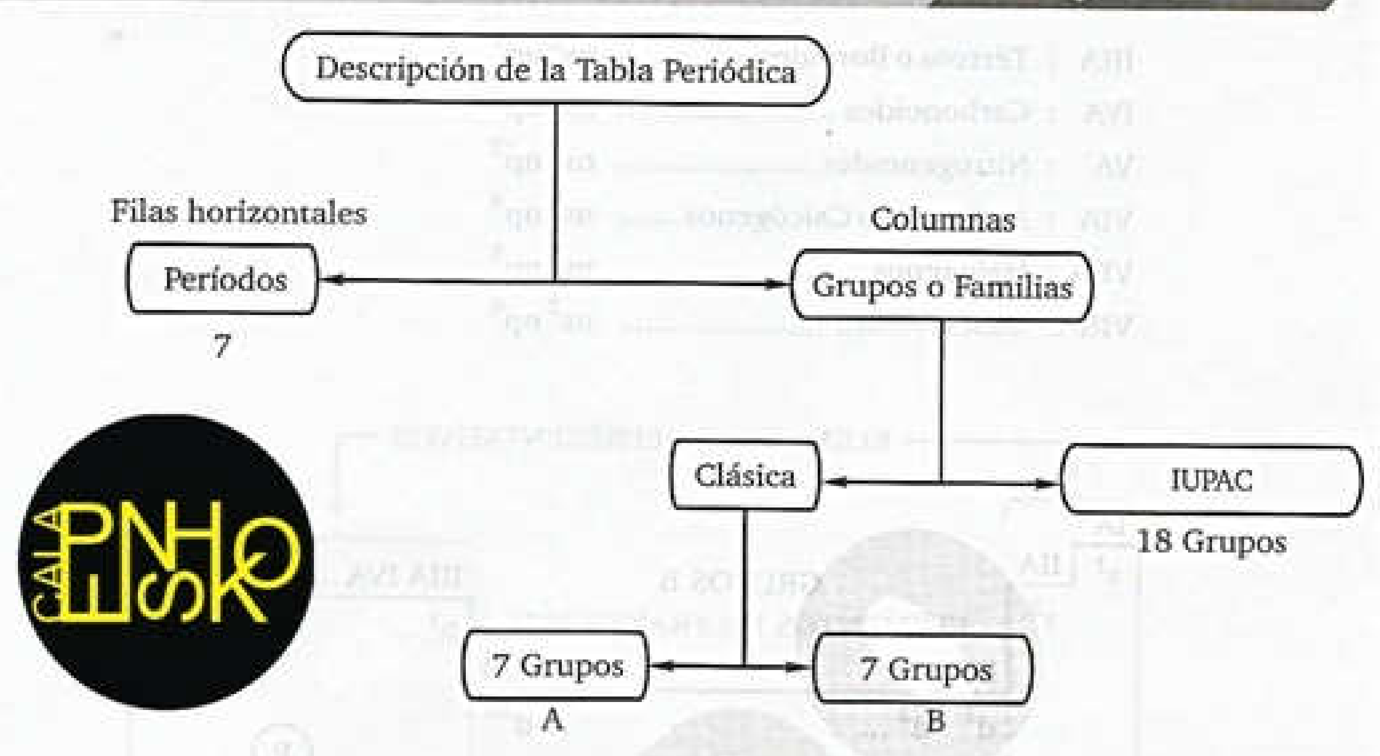
También llamada tabla periódica de forma larga, fue diseñada por el químico alemán J. Werner, en base a la ley periódica de Henry Moseley y la configuración electrónica de los átomos de los elementos.

En la actualidad, existen en total 118 elementos químicos descubiertos de los cuales 90 elementos son naturales y los restantes son artificiales. De todos los elementos químicos a condición estándar (25 °C y 1 atm) 11 elementos son gases, 2 son líquidos y el resto sólidos

ESTADO NATURAL	METAL	NO METAL	GAS NOBLE
Gas	——	N_2, O_2, F_2, Cl_2, H_2	Todos
Líquido	Hg	Br_2	——
Sólido	Restantes	Restantes	——

NOTA

El Cs, Ga, Fr a 30 °C se encuentran en estado líquido.



I. PERÍODOS

Los elementos que pertenecen a un mismo período presentan la misma cantidad de niveles en su configuración electrónica.

1	H	He	2 elementos (+ corto)
2	Li	Ne	8 elementos
3	Na	Ar	8 elementos
4	K	Kr	18 elementos
5	Rb	Xe	18 elementos
6	Cs	Rn	32 elementos
7	Fr	Og	32 elementos

Período = último nivel "n"

II. GRUPOS

Los elementos que pertenecen a un mismo grupo presentan propiedades químicas similares.

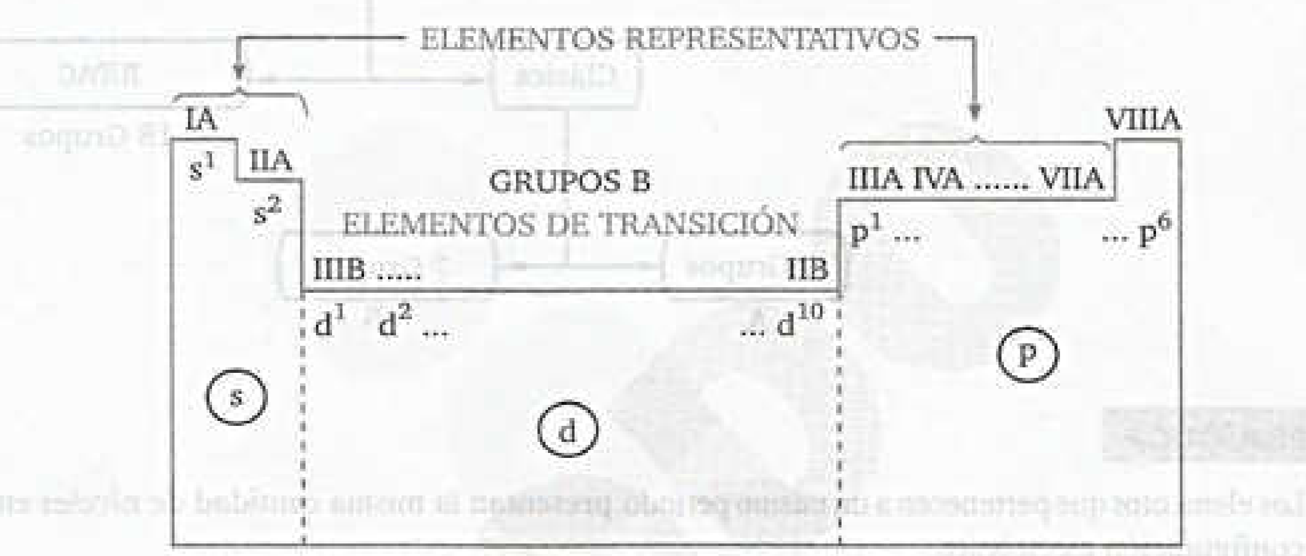
A) GRUPOS "A": ELEMENTOS REPRESENTATIVOS

Configuración electrónica terminan en "s o p"

IA : Metales alcalinos .... ns^1
IIA : Alcalinos térreos .... ns^2

IIIA : Térreos o Boroides .... $ns^2 np^1$
IVA : Carbonoides .... $ns^2 np^2$
VA : Nitrogenoides .... $ns^2 np^3$
VIA : Anfígenos o Calcógenos....... $ns^2 np^4$
VIIA : Halógenos .... $ns^2 np^5$
VIIIA: Gases Nobles .... $ns^2 np^6$







# Grupo "A" :	N° de electrones s + p ÚLTIMO NIVEL

Ejemplo: Ubicar en la Tabla Periódica Actual los elementos Magnesio (z = 12) y Selenio (z = 34)

MAGNESIO	SELENIO
$_{12}Mg: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	$_{34}Se: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$
Período: 3 (Tiene 3 niveles)	Período: 4 (Tiene 4 niveles)
Grupo IIA Hay 2 electrones en n = 3	Grupo VIA Hay 6 electrones en n = 4

B) GRUPOS "B": ELEMENTOS DE TRANSICIÓN

Configuración electrónica termina en: $ns^2\ (n-1)d^x$

# Grupo	8	9	10	11	12
2 + x	VIIIB			IB	IIB

IB	: Metales de acuñación	$ns^2\ (n-1)d^9$
IIB	: Elementos puente	$ns^2\ (n-1)d^{10}$
IIIB	: Familia del Escandio	$ns^2\ (n-1)d^1$
IVB	: Familia del Titanio	$ns^2\ (n-1)d^2$
VB	: Familia del Vanadio	$ns^2\ (n-1)d^3$
VIB	: Familia del Cromo	$ns^2\ (n-1)d^4$
VIIB	: Familia del Manganeso	$ns^2\ (n-1)d^5$
VIIIB	: Metales Ferromagnéticos	$ns^2\ (n-1)d^*$

* = 6, 7, 8

Grupo "B" : # e^- ÚLTIMOS SUBNIVELES s + d

Ejemplo: Determine la ubicación en la Tabla Periódica Actual de los elementos Vanadio (Z = 23 y Cobalto (Z = 27)

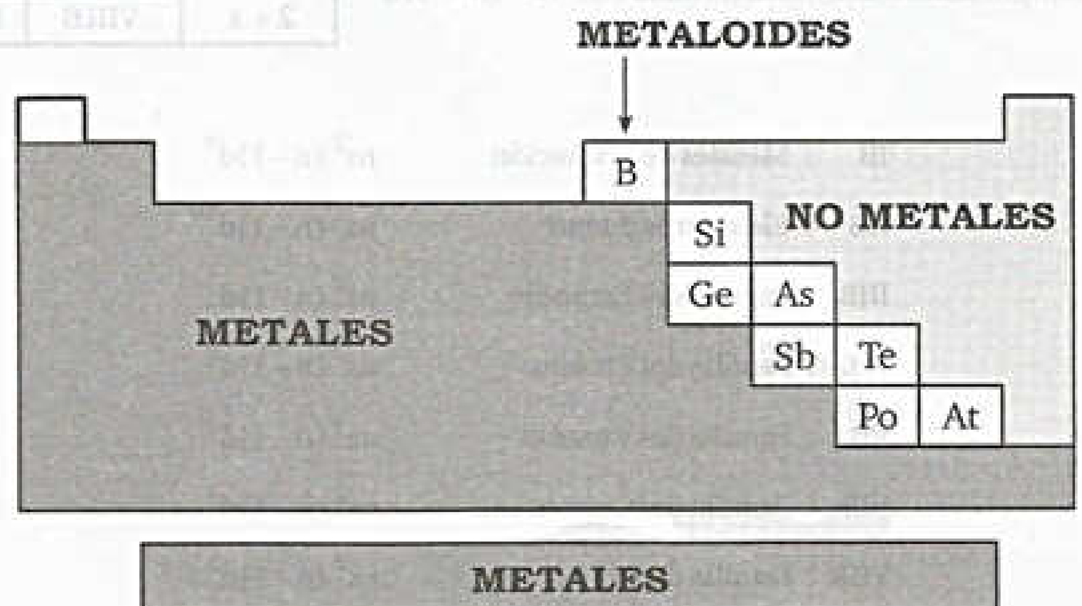
VANADIO	COBALTO
$_{23}V : [_{18}Ar]4s^{②}3d^{③}$	$_{27}Co : [_{18}Ar]4s^2\ 3d^{⑦}$
Período: 4 (Tiene 4 niveles)	Período: 4 (Tiene 4 niveles)
Grupo: VB Tiene 5 electrones	Grupo : VIIIB

ELEMENTOS DE TRANSICIÓN INTERNA

Se clasifican en Lantánidos (6to período) y Actínidos (7mo período), presentan "by pass" que consiste en pasar un electrón del subnivel "f" al subnivel siguiente, todos pertenecen al grupo IIIB.

CLASIFICACIÓN DE LOS ELEMENTOS DE ACUERDO A SUS PROPIEDADES

En base a las propiedades de los elementos estos pueden clasificarse en metales, no metales y metaloides.



METALES

Constituye aproximadamente el 80% de los elementos.

• PROPIEDADES FÍSICAS

- Son buenos conductores de la electricidad, la conductividad eléctrica disminuye al aumentar la temperatura. El metal que mejor conduce la corriente eléctrica es la plata, luego, el cobre y después el oro: Ag > Cu > Au.

METAL	PLATA	COBRE	ORO	ALUMINIO
Conductividad a 20°C (sienmens/metro)	$66 . 10^6$	$64,5 . 10^6$	$49 . 10^6$	$40 . 10^6$

- Son buenos conductores del calor (alta conductividad térmica)
- Son maleables (se convierten en láminas delgadas) y dúctiles (se puede convertir en hilos), al estado sólido. Según maleabilidad: Au > Ag > Cu > Al.
- El oro es el más maleable y dúctil de los metales ya que puede formar láminas de $5,46 . 10^{-8}$ m de espesor y de 1g se puede formar un hilo hasta 3 km de longitud.
- Poseen brillo metálico, ya que reflejan el paso de la luz; el brillo metálico es debido al movimiento de los electrones en la superficie del metal.
- Su coloración varía de grisáceo a plateado, a excepción del cobre (rojo) y oro (amarillo).
- Presentan densidad variable siendo el más denso el osmio (Os) cuya densidad es $22,6 \text{ g} . \text{cm}^{-3}$ y el menos denso es el litio (Li) cuya densidad es de $0,53 \text{ g} . \text{cm}^{-3}$.
- La temperatura de fusión y ebullición es variable, generalmente alta, el metal de más alto punto de fusión es el tungsteno (W) cuya temperatura de fusión es de 3410 °C y el de mínimo punto de fusión del mercurio (Hg) cuyo valor de temperatura de fusión es de –38,9 °C.

• PROPIEDADES QUÍMICAS

- Tienen 1 a 4 electrones en el nivel de energía más externo, pero generalmente no más de 3.
- Forman con facilidad cationes por lo que son electropositivos ésto es que sus números de oxidación son positivos.
- Se oxidan (pierden electrones) por lo cual son buenos agentes reductores. Los metales nobles caso como el Au,Ag,Pt y Hg son los que mas difícilmente sufren oxidación.
- Forman óxidos básicos.

NO METALES

Presentan propiedades opuestas a los metales. Son aproximadamente 22 elementos no metálicos presentan las siguientes propiedades.

• PROPIEDADES FÍSICAS

- Son malos conductores de la electricidad, excepto el grafito, variedad alotrópica del carbono.
- Son malos conductores del calor y no son maleables ni dúctiles.
- No poseen brillo metálico a excepción del carbono como grafito.
- Algunos elementos no metálicos tienen el fenómeno de la alotropía mediante el cual existen dos o más formas del elemento en el mismo estado físico.
- El carbono puro presentan 2 formas alotrópicas en estado sólido: el grafito y el diamante.
- El oxígeno presenta dos formas alotrópicas en estado gaseoso: El oxígeno diatómico (O_2) y el ozono(O_3).
- Poseen baja densidad.

• PROPIEDADES QUÍMICAS

- Tienen de 4 a 8 electrones en su último nivel de energía
- Forman aniones con facilidad (los gases nobles son estables químicamente)
- Se reducen (ganan electrones), por lo cual son buenos agentes oxidantes
- Son electronegativos, esto es que sus números de oxidación son negativos
- Forman óxidos ácidos

METALOIDES

Llamados también semimetales, se encuentran ubicados entre metales y no metales, tienen propiedades intermedias entre ambos, a temperatura ambiente la conductividad eléctrica es baja pero aumenta al calentarse, estos son : Boro, Silicio, Germanio, Arsénico, Antimonio, Telurio, Polonio y Astato; siendo el Silicio y Germanio los más utilizados en la fabricación de transistores.

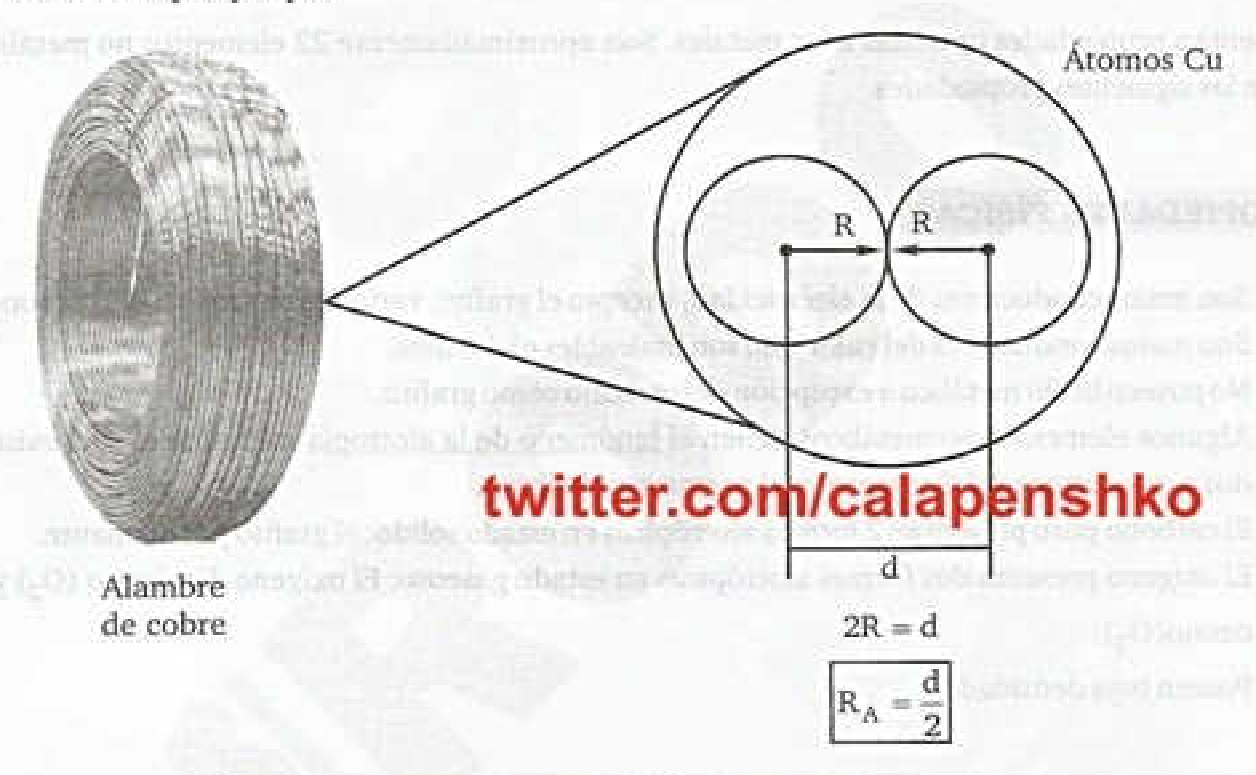
PROPIEDADES PERIÓDICAS

RADIO ATÓMICO (R.A)

Es la distancia media entre el núcleo atómico y el orbital del último electrón de la nube electrónica. Nos proporciona el tamaño del átomo.

También se puede definir como la mitad de la distancia de máximo acercamiento entre los núcleos de dos átomos del mismo elemento en estado gaseoso.

En un período aumenta a medida que disminuye el número atómico y en los grupos aumenta de arriba hacia abajo. Ejemplo:



$$2R = d$$

$$R_A = \frac{d}{2}$$

ÁTOMO	Z	RADIO (Å)
Li	3	1.23
Na	11	1.57
K	19	2.03
Rb	37	2.16
Cs	55	2.35

ÁTOMO	Z	RADIO (Å)
Be	4	0.89
B	5	0.80
C	6	0.77
N	7	0.74
O	8	0.72

RADIO IÓNICO (R.I)

Para un catión, el radio disminuye en comparación con su átomo neutro debido a que existe mayor fuerza de atracción nuclear hacia los electrones.

Para un anión, el radio aumenta en comparación con el átomo neutro al ganar electrones estos ejercerán una fuerza de repulsión con el consiguiente aumento de volumen.

En general:

$$r_{Catión} < r_{Átomo\ neutro} < r_{Anión}$$

OBSERVACIONES

- Para los miembros de una serie isoelectrónica, el radio iónico disminuye con el aumento del número atómico.

$$r_{_{12}Mg^{+2}} < r_{_{10}Ne} < r_{_{9}F^{-}} < r_{_{8}O^{-2}}$$

- En una misma familia el radio iónico aumenta conforme aumenta el número atómico.

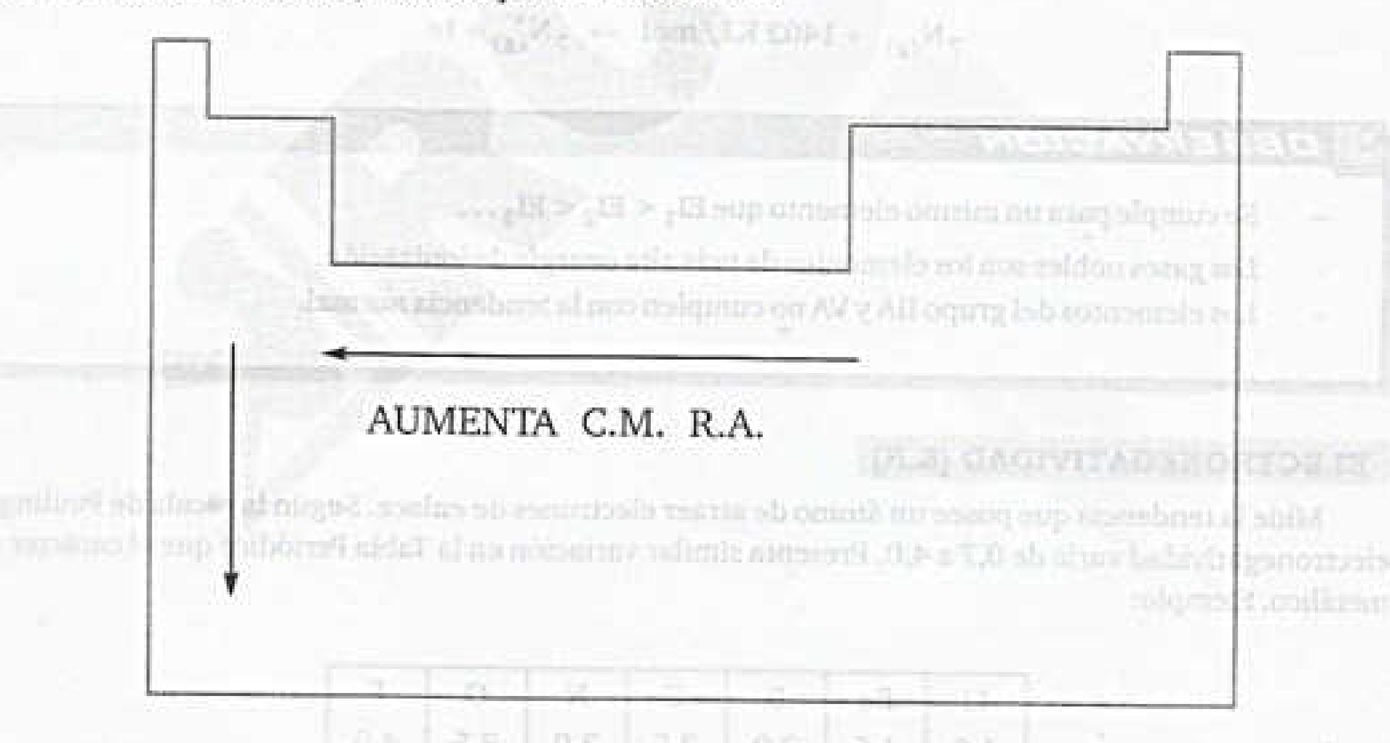
$$r_{_{3}Li^{+}} < r_{_{11}Na^{+}} < r_{_{19}K^{+}} < r_{_{39}Rb^{+}}$$

- Para cationes de un mismo elemento, el radio disminuye con el aumento de la carga del ión.

$$r_{_{26}Fe^{+2}} > r_{_{26}Fe^{+3}}$$

CARÁCTER METÁLICO (C.M)

Aquellos elementos que presentan gran tendencia a perder electrones son los **metales**. Presentado similar variación en la tabla periódica que el radio atómico.



CARÁCTER NO METÁLICO (C.N.M)

Los elementos que presentan gran tendencia a ganar electrones son los no metales, cuya variación en la tabla periódica es aumentar de izquierda a derecha en los períodos y de abajo hacia arriba en los grupos.

ENERGÍA DE IONIZACIÓN (E.I)

Es la mínima energía que se absorbe, necesaria para "arrancar" o "quitar" un electrón del nivel más externo de un átomo en fase gaseosa, es un proceso endotérmico.

Ejemplo: $Na_{(g)} + \underbrace{496\ kJ/mol}_{E.I.} \rightarrow Na^{+}_{(g)} + 1e^{-}$



En general: Para un elemento X

$$\text{En general: } X_{(g)} + E.I. \rightarrow X^{+}_{(g)} + 1e^{-}$$

$X_{(g)}$ + Energía de Ionización ① $\rightarrow X^{+}_{(g)} + 1e$ Primera ionización

$X^{+}_{(g)}$ + Energía de Ionización ② $\rightarrow X^{+2}_{(g)} + 1e$ Segunda ionización

$X^{+2}_{(g)}$ + Energía de Ionización ③ $\rightarrow X^{+3}_{(g)} + 1e$ Tercera ionización

Ejemplo: $_{20}Ca_{(g)} + 590\ KJ/mol \rightarrow {_{20}Ca^{+}_{(g)}} + 1e$

$$_{7}N_{(g)} + 1402\ KJ/mol \rightarrow {_{7}N^{+}_{(g)}} + 1e$$

OBSERVACIÓN

- Se cumple para un mismo elemento que $EI_1 < EI_2 < EI_3 \ldots$
- Los gases nobles son los elementos de más alta energía de ionización.
- Los elementos del grupo IIA y VA no cumplen con la tendencia normal.

ELECTRONEGATIVIDAD (E.N)

Mide la tendencia que posee un átomo de atraer electrones de enlace. Según la escala de Pauling la electronegatividad varía de 0,7 a 4,0. Presenta similar variación en la Tabla Periódica que el carácter no metálico. Ejemplo:

Li 1,0	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0
Na 0,9	Mg 1,2	Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0
K 0,8	Cs 0,7	Fr 0,7	Fe 1,8	Zn 2,0	Se 2,4	Br 2,9

OBSERVACIONES

- Los metales son los menos electronegativos, mientras que los no metales son los más electronegativos.
- Los elementos de mayor electronegatividad son: el oxígeno (3,5) y el fluor (4,0).
- Oficialmente el más electronegativo es el fluor.
- Los elementos de menos electronegatividad son el cesio y francio, ambos tienen 0,7 se considera al cesio ya que el francio es radioactivo.
- En condiciones especiales los gases nobles presentan una electronegatividad que resulta ser la más alta de su período.

AFINIDAD ELECTRÓNICA (A.E)

También llamada electroafinidad, es el cambio de energía que ocurre cuando un átomo en fase gaseosa acepta un electrón. Si el átomo es neutro se denomina primera afinidad electrónica, si es un ión se denomina segunda afinidad electrónica, tercera afinidad electrónica, etc.

Ejemplo: $$Cl_{(g)} + 1e^- \longrightarrow Cl^{-1}_{(g)} + \underbrace{349\ kJ/mol}_{A.E.}$$

OBSERVACIONES

- Generalmente la primera afinidad es negativa (exotérmica).

$$O_{(g)} + 1e^- \rightarrow O^{1-}_{(g)} + 141\ kJ.\ mol^{-1}$$

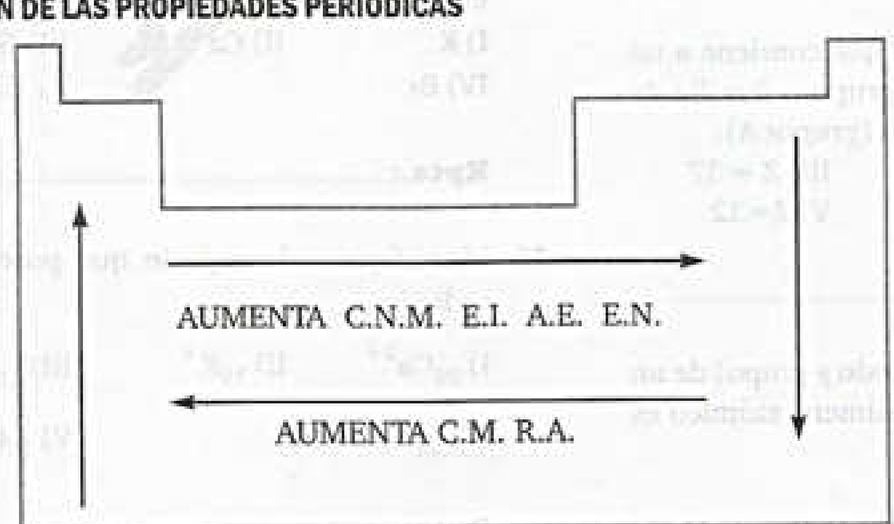
$$Mg_{(g)} + 1e^- + 231\ kJ.\ mol^{-1} \rightarrow Mg^{-1}_{(g)}$$

En general: $X + 1e^- \longrightarrow X^- + A.E.$ Proceso Exotérmico

Caso Particular: $X + 1e^- + A.E. \longrightarrow X^-$ Proceso Endotérmico

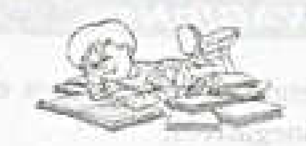
Solo si: A.E. ∈ (II A y VIII A)

VARIACIÓN DE LAS PROPIEDADES PERIÓDICAS



C.N.M.: Carácter no metálico
E.I.: Energía de ionización
A.E.: Afinidad electrónica
E.N.: Electronegatividad.

EJERCICIOS DE APLICACIÓN



1. Sobre la tabla periódica de elementos, identifique las afirmaciones correctas:
   I. Contiene más de un centenar de elementos ordenados según su número atómico creciente.
   II. Dichos elementos se distribuyen en 7 grupos y 18 periodos.
   III. Contiene más elementos metálicos que no metálicos.

   Rpta.: ....

2. En la tabla periódica actual que parámetro se emplea para el ordenamiento de los elementos:

   Rpta.: ....

3. Sobre los periodos y grupos, indique la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:
   I. Los grupos (columnas) contienen elementos con propiedades químicas similares.
   II. Los periodos contienen a elementos con igual número de niveles de energía.
   III. Se consideran la existencia de 8 grupos B que abarcan 8 columnas.

   Rpta.: ....

4. Identifique la alternativa que contiene a un elemento que no es del grupo o familia de elementos representativos (grupos A):
   I) Z = 19 II) Z = 9 III) Z = 37
   IV) Z=30 V) Z=32

   Rpta.: ....

5. Indique la ubicación (periodo y grupo) de un elemento químico cuyo número atómico es 50.

   Rpta.: ....

6. La siguiente configuración terminal corresponde a un elemento que se ubica en el grupo:

   CE: .... $5s^2\ 4d^5$

   Rpta.: ....

7. Identifique la alternativa que contiene a un metal y a un no metal en ese orden.
   I) Na y Hg II) Pd y Br III) Au y Ca
   IV) Ba y Zn V) S y Se

   Rpta.: ....

8. Respecto a las propiedades de los metales y no metales, identifique las afirmaciones correctas:
   I. Los metales tienen tendencia a perder electrones formando iones positivos.
   II. Los elementos no metálicos son electronegativos.
   III. El hidrógeno, sodio y potasio son metales alcalinos.

   Rpta.: ....

9. Identifique la alternativa que contiene al elemento de mayor electronegatividad.
   I) K II) Ca III) Ga
   IV) Br V) Ti

   Rpta.: ....

10. Identifique a la especie que posee mayor radio:
    I) $_{20}Ca^{2+}$ II) $_{19}K^{+}$ III) $_{16}S^{2-}$
    IV) $_{18}Ar$ V) $_{17}Cl^{-}$

    Rpta.: ....

PROBLEMAS RESUELTOS

PROBLEMA 1 Sobre la clasificación de los elementos químicos y la tabla periódica, indicar verdadero (V) o falso (F):

I. La Tabla Periódica Actual establece el orden creciente respecto al número atómico.
II. Los grupos contienen elementos con similares propiedades químicas.
III. La clasificación por períodos incluye elementos con igual cantidad de electrones de valencia.

A) VFV B) FFV C) FVF
D) VVV E) VVF

Resolución:

I. VERDADERO : La Tabla Periódica Actual se basa en la Ley Periódica de Moseley el cual ordena los elementos en forma creciente a su número atómico (Z).

II. VERDADERO : Los grupos o familias son columnas verticales de elementos con propiedades químicas similares.

III. FALSO : En cada periodo se hallan elementos que pertenecen a diferentes familias, con diferente número de electrones de valencia.

∴ CLAVE: E

PROBLEMA 2 Determinar el elemento químico que se ubica en el cuarto período y grupo VIIB. ¿Qué número atómico posee?

A) 25 B) 26 C) 29
D) 30 E) 15

Resolución: Un elemento de familia VIIB su configuración electrónica termina en: $ns^{②}\ (n-1)d^{⑤}$ donde la suma de electrones de los últimos subniveles "s" y "d" es: 2 + 5 = 7 igual al grupo, reemplazamos el n = 4 (4to periodo) y completamos su configuración.

➪ C.E: $1s^{②}\ 2s^{②}\ 2p^{⑥}\ 3s^{②}\ 3p^{⑥}\ 4s^{②}\ 3d^{⑤}$

Número atómico: Z = 25

∴ CLAVE: A

PROBLEMA 3 Sobre las propiedades de los metales. Indique la proposición incorrecta en:

I. Son excelentes conductores del calor y la electricidad.
II. Pueden ser reducidos en hilos o extendidos en láminas.
III. En general son menos densos que los no metales.

A) Sólo I
B) I y II
C) Sólo III
D) III y I
E) Sólo II

Resolución: Los metales son buenos conductores del calor y la electricidad, son maleables (láminas) y dúctiles (hilos) y de mayor densidad que los no metales.

Entonces la proposición incorrecta es: III

∴ CLAVE: C

PROBLEMA 4 Hallar el número de masa de un átomo que se encuentra en el cuarto período y grupo IVA. Si tiene 35 neutrones.

A) 60
B) 61
C) 63
D) 67
E) 82

Resolución: Para un elemento del grupo IVA su configuración electrónica acaba en $ns^{②}np^{②}$ donde el último nivel presenta 4 electrones, reemplazando el período tenemos la configuración electrónica:

$$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^2$$

$$\Rightarrow Z = 32$$

Hallando su número de masa (A)

$$A = Z + n = 32 + 35$$
$$A = 67$$

∴ CLAVE: D

PROBLEMA 5 ¿A qué período y grupo pertenece el átomo?

$${}_{48}K^{+2}$$

A) 5, IIB
B) 3, IVA
C) 5. IB
D) 4, VA
E) 5, IVB

Resolución: Un átomo de un elemento se ubica en la T.P. de acuerdo a su número atómico no interesando si es un catión o anión.

Haciendo su configuración electrónica para Z = 48

C.E: $_{48}K$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10}$

Se observa que el mayor nivel de la configuración es 5, entonces el elemento pertenece al quinto período (5°) y como termina en "d" es el grupo IIB ya que la suma es: $2 + 10 = 12 \rightarrow$ IIB

$\therefore$ CLAVE: A

Observación:

Si al sumar los electrones de los últimos subniveles "s y d" nos da:

8, 9 ó 10 $\in$ VIIIB
11 $\in$ IB
12 $\in$ IIB

PROBLEMA 6 No corresponde a una propiedad de los no metales:

I. Todos son malos conductores de la electricidad.
II. Experimentalmente, en sus reacciones químicas, se produce la reducción.
III. A 25 °C pueden ser sólidos, líquidos y gaseosos.

A) I y II B) Sólo I C) Sólo III
D) I y III E) Sólo II

Resolución: Los no metales son malos conductores del calor y la electricidad, excepto del grafito (C), se reducen y se encuentran en los tres estados de la materia a 25 °C.

No corresponde a los no metales: I

$\therefore$ CLAVE: B

PROBLEMA 7 ¿A qué período y grupo pertenece un elemento neutro, si tiene solamente 5 orbitales "p" llenos?

A) 3, VIA B) 5, VIIA C) 4, VB
D) 4, VIA E) 3, VIIA

Resolución: A partir del dato hallamos su configuración electrónica (C.E)

$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^{②}\ 3p^{⑤}$

2p: ↿⇂ ↿⇂ ↿⇂ (−1, 0, +1) — 3p: ↿⇂ ↿⇂ ↿ (−1, 0, +1)

3 orbitales "p" llenos + 2 orbitales "p" llenos = 5 orbitales "p" llenos

El átomo presenta n = 3 como mayor nivel, por lo tanto pertenece al tercer periodo y es un grupo "A" por acabar en "p" su último nivel presenta 2 + 5 = 7 electrones.

El elemento pertenece al tercer período grupo VIIA

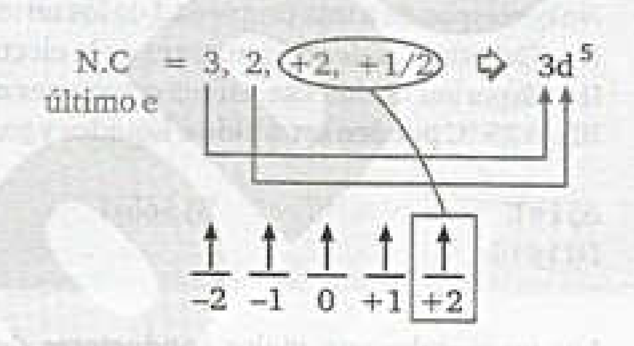
∴ CLAVE: E

PROBLEMA 8 El último electrón en la configuración del átomo de un elemento posee los siguientes números cuánticos (3, 2, +2, +1/2). Indicar el grupo y período al cual pertenece.

A) 3, VB B) 4, IVA C) 4, IIB
D) 4, VIIB E) 5, VIB

Resolución: A partir de los números cuánticos del último electrón se halla la configuración electrónica.





Se completa toda la configuración electrónica:

C.E: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ $4s^{②}$ $3d^{⑤}$ ② + ⑤ = 7

Mayor Nivel ($4s$) — Acaba en "d" Grupos "B" ($3d$)

El elemento pertenece al cuarto nivel y grupo VIIB

∴ CLAVE: D

PROBLEMA 9 Marque la relación correcta:

A) Anfígeno: $ns^2 np^2$
B) Metales alcalinos: ns^2
C) Familia del Escandio: $ns^2 (n-1)d^1$
D) Halógenos: $ns^2 (n-1)p^5$
E) Metales de acuñación: $ns^2 (n-1)d^9$

Resolución:

- Anfígeno: Grupo VIA: $ns^2 np^4$
- Metales alcalinos: Grupo IA: ns^1
- Familia del Escandio: Grupo IIIB: $ns^2 (n-1)d^1$
- Halógenos: Grupo VIIA: $ns^2 np^5$
- Metales de acuñación: $ns^1 (n-1)d^{10}$

∴ CLAVE: C

PROBLEMA 10 Los números atómicos de un anfígeno y un gas noble, ambos del tercer periodo, sumados hacen el número atómico de un elemento químico "T", señale a que familia pertenece "T".

A) Grupo IA; Metales de acuñación
B) Grupo VA; Metales alcalinos
C) Grupo VIA; Anfígenos o calcógenos
D) Grupo IIIB; Familia del Escandio
E) Grupo VIIA; Halógenos

Resolución: Los referidos elementos son:

- Anfígeno del tercer periodo:

  Grupo VIA: C.E: $1s^2 2s^2 2p^6 \overbrace{3s^{②} 3p^{④}}$: $Z_1 = 16$

- Gas noble del tercer periodo:

  Grupo VIIIA: C.E: $1s^2 2s^2 2p^6 \overbrace{3s^{②} 3p^{⑥}}$: $Z_2 = 18$

$$\Rightarrow Z = Z_1 + Z_2 = 16 + 18 = \underbrace{34}_{\text{Número atómico (Z) de "T"}}$$

Para indicar a que familia o grupo pertenece el elemento "T", desarrollamos su C.E:

$$Z = 34:\ C.E:\ 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 \overbrace{4s^{②} 3d^{10} 4p^{④}}$$

Entonces "T" pertenece al grupo VIA: Anfígenos o Calcógenos

∴ CLAVE: C

PROBLEMA 11 Respecto a los elementos químicos de la tabla periódica actual; indicar la alternativa incorrecta:

A) Existen once elementos al estado gaseoso.
B) De los 112 elementos, 8 son metaloides.
C) Todos los metales artificiales son conocidos como tierras raras.
D) Los metales son los más abundantes.
E) El más denso es el Osmio.

Resolución: Los metales artificiales se encuentran en la familia de los Actínidos (7mo período) siendo estos ubicados después del Uranio (Z = 92). Las tierras raras son llamados así a los elementos del sexto período que conforman los Lantánidos.

∴ CLAVE: C

PROBLEMA 12 Se tiene un átomo "E" que es isóbaro con el $^{40}_{19}K$; además el elemento se encuentra en el tercer período y en el grupo VIIA de tabla periódica. Calcular el número de neutrones de "E".

A) 23 B) 24 C) 25
D) 26 E) 28

Resolución: Datos: "E" $\in$ n = 3 y Grupo VIIA

E isóbaro $^{40}_{19}K$; Nos piden: n = ¿?

Para hallar "n" se aplica:

$$\boxed{n = A - Z} \quad ....(\alpha)$$

Donde: $\boxed{A = 40}$

Con los datos hallamos la configuración electrónica de "E":

$$1s^2 2s^2 2p^6 3s^{②} 3p^{⑤}: \text{ Grupo: } ② + ⑤ = \text{VIIA} \Rightarrow Z = 17$$

→ Tercer período

Reemplazando en (α):

$n = 40 - 17$
$n = 23$

∴ CLAVE: A

PROBLEMA 13 Para los iones D^{+3} y T^{+} isoelectrónicos donde el total de electrones es cuatro. Señale la alternativa incorrecta:

A) A temperatura standar (25°C) D y T son sólidos.
B) T es menos electronegativo que D.
C) D es un boroide.
D) T es un alcalino térreo.
E) Tanto D y T pertenecen al mismo período

Resolución: Del dato: $_{Z_1}D^{+3}$ $\quad$ $_{Z_2}T^{+}$

Se cumple: $\underbrace{\#e_{(D^{+3})}} = \underbrace{\#e_{(T^{+})}}$ por isoelectrónicos

$$Z_1 - 3 = Z_2 - 1$$
$$Z_1 - Z_2 = 2 \quad \text{.......(1)}$$

La cantidad total de electrones es:

$$Z_1 - 3 + Z_2 - 1 = 4$$
$$Z_1 + Z_2 = 8 \quad \text{........(2)}$$

Sumando (1) + (2): $2Z_1 = 10$

$\boxed{Z_1 = 5} \Rightarrow \boxed{Z_2 = 3}$

Reemplazando:

- $_{Z_1=5}D$: $_5B$: $1s^2 2s^{②} 2p^{①}$: 2doPeriodo : IIIA : Boroide – Solido a 25°C – No Metal

- $_{Z_2=3}T$: $_3Li$: $1s^2\ 2s^{①}$: 2doPeriodo : IA : Metal alcalino – Solido a 25°C – Metal

∴ CLAVE: D

PROBLEMA 14 El ión L^{+5} presenta la siguiente configuración electrónica:

$$_zL^{+5} : [_{18}Ar]\ 4s^0\ 3d^2$$

Hallar su ubicación en la tabla periódica.

A) Grupo VIB
B) Grupo VIIB
C) Grupo VIA
D) Grupo VA
E) Grupo IB

Resolución: El ión L^{+5} no presenta electrones en el cuarto nivel, para ubicar un elemento en la Tabla Periódica se debe hallar su "Z".

Sumando 5 electrones al ión L^{+5}:

$$_{Z}L^{+5} : [{}_{18}Ar]\ 4s^{②}3d^{2+③} \in \text{4to periodo}$$

Grupo B

Grupo : ② + 2 + ③ = 7

Se ubica en el Grupo VIIB

∴ CLAVE: B

PROBLEMA 15 Relacionar correctamente los siguientes términos:

I. Afinidad Electrónica.
II. Radio Atómico.
III. Energía de Ionización.
IV. Electronegatividad.

a. Medida de la fuerza para atraer electrones en un enlace químico.
b. Mínima energía para generar un catión en un átomo en estado gaseoso.
c. Medida del tamaño de los átomos.
d. Energía liberada en la formación de un anión.

A) Ia – IIb – IIIc – IVd B) Id – IIc – IIIb – IVa C) Id – IIa – IIIb – IVc
D) Ib – IIc – IIId – IVa E) Ib – IIa – IIIb – IVa

Resolución: ∴ CLAVE: B

PROBLEMA 16 Luego de ubicar los siguientes elementos $_{20}A$ y $_{17}B$ en la tabla periódica, indicar verdadero (V) o falso (F):

I. A posee mayor tendencia a ganar electrones que B.
II. B es un elemento de alta electronegatividad por lo tanto oxidante.
III. A y B se encuentran en un mismo periodo.
IV. B posee volumen y radio atómico de menor valor que A.

A) FFVV B) FFFV C) VFVV
D) VVFV E) FVFV

Resolución: Desarrollando la configuración electrónica de ambos átomos:

$_{20}A: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 \boxed{4s^2}$ ∈ 4to periodo – Grupo IIA
Metal

$_{17}B: 1s^2 2s^2 2p^6 \underline{3s^{②}} \underline{3p^{⑤}}$ ∈ 3er periodo – Grupo VIIA
No Metal

I. FALSO : Como "A" es un metal y "B" un no metal este último tiene la tendencia a ganar electrones.

II. VERDADERO : De acuerdo a lo anterior B es más electronegativo que "A" y de mayor poder oxidante.

III. FALSO : Según su configuración electrónica "A" es del cuarto período y "B" del tercer período.

IV. VERDADERO : "B" presenta solo 3 niveles y "A" cuatro, por lo tanto este último es de mayor radio atómico.

∴ CLAVE: E

PROBLEMA 17 Dados los siguientes procesos:

$Cl_{(g)} + e^- \rightarrow Cl^-_{(g)}: \ E_1 = -349 \text{ kJ/mol}$

$Cl_{(g)} \rightarrow Cl^+_{(g)} + e^-: \ E_2 = +1251 \text{ kJ/mol}$

Indique la proposición correcta: **ADMISIÓN UNI 2017 - I**

A) La primera energía de ionización del cloro corresponde a un proceso exotérmico.
B) La segunda energía de ionización del cloro es menor que la primera.
C) Es más fácil que el cloro pierda electrones a que los gane.
D) La primera afinidad electrónica del cloro corresponde a un fenómeno endotérmico.
E) El ión $Cl^-_{(g)}$ es más estable que el átomo de $Cl_{(g)}$.

Resolución: De los procesos mostrados, se deduce:

$\underbrace{Cl_{(g)} + 1e^- \rightarrow Cl^-_{(g)}}_{\text{El átomo de cloro gana un electrón}}: \ \underbrace{E_1}_{\text{Afinidad Electrónica}} = \underbrace{-}_{\text{Proceso Exotérmico}}349 \text{ kJ/mol}$

$\underbrace{Cl_{(g)} \rightarrow Cl^+_{(g)} + 1e^-}_{\text{El átomo de cloro gana electrones}}: \ \underbrace{E_2}_{\text{1° Energía de ionización}} = \underbrace{+}_{\text{Proceso Endotérmico}}1251 \text{ kJ/mol}$

Analizando las proposiciones:

A) FALSO : Es un proceso endotérmico.

B) FALSO : La 1° energía de ionización es menor que la 2° energía de ionización.

C) FALSO : Es más fácil que el cloro gane un electrón debido a su elevada afinidad electrónica.

D) FALSO : La afinidad electrónica del cloro corresponde a un fenómeno exotérmico.

E) VERDADERO : El ión Cl^- presenta una distribución electrónica de gas noble, alcanzando mayor estabilidad.

∴ CLAVE: E

PROBLEMA 18 Dados los siguientes elementos:

$_{a-1}J$; $_{a}L$; $_{a+2}E$

Se sabe que "L" es un gas noble. Señale verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

- J es un halógeno
- E es un metal alcalino
- Pertenece al mismo periodo

A) VFF B) FVF C) VVF
D) FFV R) VVV

Resolución: Si: $_{a}L$ Es un gas noble su grupo es VIIIA

$_{a-1}J$ Como su número atómico es menor en 1, pertenece a la familia de los halógenos: VIIA

$_{a+2}E$ Este elemento es un alcalino térreo, grupo IIA y se encuentra en un periodo mayor en uno que "L".

∴ CLAVE: A

PROBLEMA 19 En el organismo, es importante la presencia de iones como el Na^+, K^+ y Ca^{++} porque están relacionados con la hipertensión arterial, cumplen funciones musculares y ayudan a regular el metabolismo. Respecto de las características de estos iones, marque la afirmación correcta.

Datos: $Z_{Na} = 11$, $Z_{Ca} = 20$, $Z_K = 19$ **ADMISIÓN UNMSM 2017 - II**

A) El radio del Ca^{++} es mayor que el radio del K^{+}.

B) Los iones Na^{+} y K^{+} pertenecen al grupo 1 (IA).

C) Los tres iones (Na^{+}, K^{+} y Ca^{++}) son isoelectrónicos.

D) El K^{+} y Ca^{++} son iones de metales alcalinos.

E) Los tres iones son metales alcalinoterréos.

Resolución: Analizando las alternativas:

A) FALSO : Para átomos isoelectrónicos, se cumple:

$$\boxed{\text{Radio atómico } \alpha \ \frac{1}{Z}} \quad \text{Relación Inversa}$$

Entonces $\underbrace{{}_{20}Ca^{2+}}_{18\ e^-} \xleftrightarrow{\text{isoelectrónico}} \underbrace{{}_{19}K^{+}}_{18\ e^-}$

Se deduce: $\boxed{R.A.(Ca^{2+}) < R.A.(K^{+})}$

B) FALSO : $\underbrace{{}_{11}Na^{1+}}_{10\ e^-}$; $\underbrace{{}_{19}K^{1+}}_{18e^-}$; $\underbrace{{}_{20}Ca^{2+}}_{18\ e^-}$

El ${}_{11}Na^{1+}$ no es isoelectrónico con los demás.

C) FALSO : El ${}_{20}Ca^{2+}$ es un metal alcalinotérreo.

D) FALSO : Grupo IA (1): Li; Na; K; Rb; Cs; Fr

E) VERDADERO : Los iones Na^{+} y K^{+} son metales alcalinos.

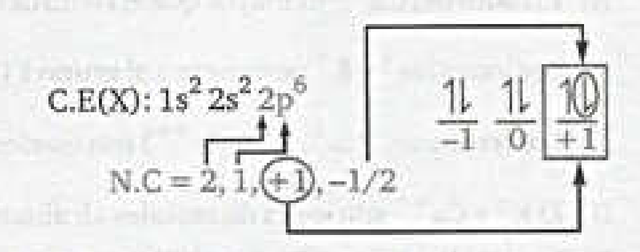
∴ CLAVE: B

PROBLEMA 20 El catión divalente de un cierto átomo "X" presenta los siguientes números cuánticos para su último electrón: 2, 1, +1, –1/2. Determine las proposiciones correctas:

I. Es un elemento representativo
II. Tiene menor radio atómico que ${}_{38}Sr$
III. Es mas electronegativo que el ${}_{11}Na$
IV. Posee lustre a brillo metálico

A) III y IV B) I y II C) III y I
D) II y IV E) I y IV

Resolución: A partir de los números cuánticos del último electrón hallamos su configuración:



➪ X es del grupo VIIIA: Gas Noble

I. VERDADERO : Es un elemento representativo.

II. VERDADERO : $_{10}X$ sólo tiene 2 niveles mientras que el $_{38}Sr$ tiene 5 niveles por lo tanto este último tiene mayor radio.

III. FALSO : "X" no presenta electronegatividad

IV. FALSO : X es gas nobles no tiene brillo.

∴ CLAVE: B

PROBLEMAS PROPUESTOS

1. De las siguientes proposiciones, indicar verdadero (V) o falso (F):
   I. Los elementos en la T.P. actual son ordenados en forma creciente al número atómico.
   II. Esta formada por 7 filas verticales.
   III. El grupo VIIA esta formado por 5 elementos químicos.
   IV. La familia de los gases nobles esta formado por 7 elementos químicos.

   A) VFVF B) VVVV C) VFFF
   D) FVFV E) VVFF

2. Respecto a la tabla periódica actual, indique cuántas son correctas:
   I. Los elementos metálicos son los más abundantes.
   II. Los no metales presentan el fenómeno de alotropía.
   III. Los elementos del bloque "d" se denomina transición interna.
   IV. Los elementos del grupo "A" se conocen como representativos.

   A) 1 B) 2 C) 0
   D) 4 E) 3

3. De los siguientes enunciados indicar lo incorrecto:

   A) El Se es un calcógeno.
   B) El Sb es un metaloide.
   C) El Cu es un metal de acuñación.
   D) Los lantánidos lo conforman 14 elementos.
   E) El Mn, Fe, Co pertenecen al grupo VIIIB.

4. Escoja una serie que contenga a un metal alcalino térreo, un metaloide y a un calcógeno en ese orden:

   A) Mg, Al, Si B) Na, Ge, Se C) Ba, As, S
   D) K, Al, O E) Sr, S, F

5. Marque la distribución electrónica que no guarda relación correcta con su periodo y grupo indicado a la derecha.

   A) $[_{10}Ne]\ 3s^2 3p^1$: periodo 3; grupo IIIA
   B) $[_{18}Ar]\ 4s^2 3d^{10}$: periodo 4; grupo IIB
   C) $[_{36}Kr]\ 5s^1 4d^{10}$: periodo 5; grupo IB
   D) $[_{36}Kr]\ 5s^2 4d^7$: periodo 5; grupo VIIIB
   E) $[_{54}Xe]\ 6s^1 4f^{14} 5d^{10}$: periodo 6; grupo VIIIB

6. De acuerdo a la clasificación de metales y no metales indicar lo incorrecto:

   A) Los metales son buenos conductores del calor y la electricidad.
   B) Los no metales a condiciones ambientales se presentan en estado solido, líquido y gas.
   C) Los no metales presentan alotropía.
   D) El carbono en forma de diamante es el único no metal que conduce la corriente eléctrica.
   E) Los metales nobles como el oro, plata, platino no se oxidan expuestos al calor y al aire.

7. El último electrón en la configuración de un elemento es (3, 2, 0, +1/2) indicar su periodo y grupo:

   A) 4, VB B) 5, IIB C) 5, VB
   D) 4, IIIA E) 4, IIIB

8. Determinar el subnivel de mayor energía en la configuración electrónica de un elemento químico ubicado en el grupo VB y cuarto periodo:

   A) 5d B) 3d C) 4f
   D) 4d E) 4s

9. Colocar verdadero (V) o falso (F) según corresponda:
   I. Los metales son maleables y dúctiles en estado sólido.
   II. La Plata es un buen conductor del calor y la electricidad.
   III. Los metales son buenos agentes reductores.
   IV. Los no metales no poseen el brillo o lustre metálico.

A) VFVF B) VVFF C) VVVV
D) VFVV E) VVVF

10. Con respecto a los Halógenos señale lo incorrecto:

A) El Flúor es un gas tóxico, olor picante, con alto poder oxidante.
B) El Cloro es un gas venenoso de olor irritante.
C) El Cloro se utiliza para desinfectantes, decolorantes, potabilización del agua, etc.
D) El Bromo es el único no metal líquido.
E) El Iodo se utiliza como antiséptico ya que puro es totalmente inofensivo y poco activo.

11. Indique los números cuánticos del último electrón en la configuración electrónica de un halógeno del 5to periodo:

A) 5, 0, 0, -1/2 B) 6, 1, 0, -1/2
C) 5, 1, 0, -1/2
D) 5, 1, +1, -1/2 E) 5, 1, -1, -1/2

12. ¿Cuál es la alternativa incorrecta respecto al cuarto periodo de la Tabla Periódica Moderna?

A) En este periodo se completa el llenado de orbitales 3d.
B) Ete periodo contiene solo 18 elementos.
C) Todos los elementos de transición tiene sus orbitales 4s semillenos.
D) Sus elementos carecen de electrones en orbitales 4f.
E) Este periodo se inicia con el K y termina con el Kr.

13. A qué grupo y periodo de la tabla periódica corresponde un elemento que presenta 3 orbitales llenos en el subnivel 4d:

A) 4, VB B) 4, IIIB C) 5, IVB
D) 5, VIIIB E) 5, IIIB

14. Un elemento químico presenta 3 orbitales semillenos, en la capa "M", indicar cuál es su posible ubicación en la TPA.

A) 3, IIIA B) 4, VB C) 3, VB
D) 4, VA E) 4, IIIA

15. Un elemento Z se ubica en el cuarto periodo y grupo VB, señale la configuración electrónica para el ión Z^{+2}.

A) $[_{18}Ar]4s^2 3d^5$ B) $[_{18}Ar]4s^0 3d^2$
C) $[_{18}Ar]4s^2 3d^3$
D) $[_{18}Ar]4s^0 3d^3$ E) $[_{18}Ar]4s^2 3d^1$

16. Dos isótopos tienen por número de neutrones 20 y 22 respectivamente, si la suma de sus números de masa es 72. Indique periodo y grupo de un isótopo.

A) 2, VA B) 3, VA C) 2, IIIA
D) 3, IIIA E) 4, IIA

17. Respecto a la Tabla Periódica lo correcto es:

A) La ley periódica propuesta por Molseley se basa en el experimento con los rayos "X".
B) Presenta 16 grupos y 8 períodos.
C) Los elementos transuranidos son radiactivos y naturales.
D) Los elementos de transición interna pertenecen al grupo IIIB.
E) En el quinto período se ubican 32 elementos.

18. Si el catión trivalente de un átomo posee la configuración electrónica de un gas noble del tercer periodo entonces dicho átomo pertenece al grupo:

A) IIB B) IB C) VA
D) IIIB E) IIIA

19. Un elemento al liberar una partícula alfa genera un anfígeno del mismo periodo. Señale el posible elemento químico.

A) Azufre B) Plomo C) Argón
D) Bromo E) Bario

20. Con respecto a la tabla periódica señale lo incorrecto:

A) Las propiedades de los elementos son funciones periódicas de sus números atómicos.
B) Los elementos de transición son aquellos que tienen completo todas sus capas.
C) Los gases nobles poseen 8 electrones en su último nivel a excepción del Helio.
D) Los elementos de la columna IA constituye los metales alcalinos.
E) La serie de los actínidos la conforman el grupo de elementos cuyo número atómico va del 89 al 103.

21. El último electrón del ión L^{+2} tiene los probables números cuánticos 4, 1, 0, -1/2. Determinar a que familia pertenece el elemento "L".

A) Alcalino B) Boroide
C) Calcógeno
D) Nitrogenoides E) Carbonoides

22. Hallar el número de partículas neutras para un anfígeno del tercer periodo, si su número de masa es 33.

A) 17 B) 15 C) 18
D) 16 E) 14

23. Un elemento presenta tres isótopos sabiendo que la suma de sus números de masa es igual a 37 y el promedio de sus neutrones es 6,33. Determinar el periodo y grupo.

A) 2, VIIB B) 2, VIA C) 2, VA
D) 2, IVA E) 3, VA

24. Un elemento posee 13 electrones en orbitales cuya energía relativa es 5. ¿Cuál es la familia del dicho elemento?

A) Boroide B) Nitrogenoide
C) Halógeno
D) Carbonoide E) Anfígeno

25. De las siguientes proposiciones, identifique la incorrecta, respecto al átomo de un elemento que se encuentra ubicado en el cuarto periodo y grupo VB en la TPA.

A) Posee 23 protones.
B) Posee 11 electrones en su penúltimo nivel.
C) Es un elemento metálico.
D) Posee 2 electrones en el nivel más alejado del núcleo.
E) Posee 10 orbitales llenos y 1 semilleno.

26. La carga de la zona extranuclear de un catión trivalente es $-6,4 \times 10^{-18}$ C. Determine a qué grupo y período pertenece dicho ión.

A) IVB, 4 B) VIA, 5 C) VIIB, 5
D) VIIB, 4 E) VIIA, 4

27. Un elemento tiene en su configuración electrónica tres electrones desapareados y presenta tres niveles de energía. ¿A qué grupo y periodo pertenece dicho elemento?

A) IIIA, 3 B) IIIB, 3 C) VA, 3
D) VB, 3 E) VIA, 3

28. Elija el grupo contenga exclusivamente metales:

A) Nitrógeno, Bromo, cobalto, Níquel.
B) Níquel, Platino, Sodio, Zinc.
C) Hierro, Silicio, Aluminio, Cobre.
D) Bismuto, Silicio, Mercurio, Magnesio.
E) Cloro, Nitrógeno, Oxígeno, Antimonio.

29. Un átomo "X" es isóbaro con el ${}^{56}_{26}Fe$ e isótono con el ${}^{60}_{27}Co$. Hallar la ubicación en la tabla periódica de un átomo "Y", el cual es isoelectrónico con el ión X^{-2}.

A) Tercer periodo – IIA
B) Cuarto periodo – IIA
C) Cuarto periodo – IIIB
D) Cuarto periodo – VB
E) Cuarto periodo – VIIB

30. Con respecto a la Tabla Periódica Moderna lo incorrecto es:

A) De los elementos O, P, S, N el más electronegativo es el "O".
B) El radio atómico en un grupo aumenta de arriba hacia abajo.
C) El Cs tiene mayor afinidad electrónica que el K.
D) La energía de ionización del Mg es mayor que la del Na.
E) Los metales son buenos conductores de la electricidad.

31. Con respecto a los elementos:

$_{8}A$; $_{14}B$; $_{17}C$

Se puede afirmar que:
I. "A" es más electronegativo que "B"
II. "B" posee mayor radio atómico que "C"
III. "C" es el elemento de mayor potencial de ionización.
Son correctas:

A) I y II B) II y III C) I y III
D) I, II y III E) Sólo I

32. Ubicar a un elemento químico en la tabla periódica actual sabiendo que posee 11 electrones con giro horario.

A) 4P; VB B) 4P; VIB
C) 3P; VA
D) 4P; VIIIB E) 4P; VIIA

33. Un catión divalente tiene dos orbitales llenos en su cuarta capa. ¿A qué familia pertenece el catión?

A) Alcalino
B) Anfígeno
C) Gas noble
D) Halógeno
E) Boroide

34. De las siguientes proposiciones indicar lo incorrecto:

A) El elemento más electronegativo es el flúor.
B) El radón es un elemento radiactivo.
C) Los elementos de transición interna están ubicados fuera de la tabla periódica.
D) Los elementos del grupo del oxígeno son llamados anfígenos.
E) Casi todos los elementos ubicados antes del Uranio existen de forma natural.

35. Señale lo correcto(s) respecto a la comparación de las propiedades de los elementos $_{24}X$ y $_{34}Y$

I. El elemento "X" tiene carácter metálico.
II. El menor radio atómico lo tiene "X".
III. El elemento "Y" tiene una energía de ionización más baja que "X".
IV. "X" es un elemento más electropositivo que "Y".

A) I y III B) II y III C) I y IV
D) Sólo II E) I, II y IV



36. El siguiente conjunto de números cuánticos (4, 1, 0, –1/2) corresponde al electrón de mas alta energía del anión monovalente a que familia de la tabla periódica pertenece el elemento:

A) Halógeno B) Calcógeno
C) Carbonoides
D) Alcalinos E) Gas nobles

37. Un anión pentavalente presenta los siguientes números cuánticos (4, 3, –2, +1/2). Hallar la ubicación en la tabla periódica para dicho ión.

A) 5 periodo; grupo VIIA
B) 6 periodo; grupo VIIB
C) 6 periodo; grupo VIIIB
D) 5 periodo; grupo VIIA
E) 4 periodo; grupo VA

38. Señale las proposiciones incorrectas:

I. Con respecto al radio iónico:

$${}_{8}O^{-2} > {}_{11}Na^{+} > {}_{12}Mg^{+2}$$

II. Según radio iónico:

$${}_{9}F^{-} > {}_{8}O^{-2} > {}_{7}N^{-3}$$

III. Con respecto al potencial de ionización:

$$Si^{+4} > Si^{+2}$$

IV. Según la afinidad electrónica:

$${}_{12}Mg > {}_{47}Ag > {}_{11}Na$$

A) III y IV B) I y II C) Sólo IV
D) Sólo II E) I y III

39. De las proposiciones:

I. Los elementos más electronegativos son los que poseen menor densidad.
II. Todos los elementos poseen igual punto de ebullición.
III. Los elementos de mayor carácter metálico son los menos electronegativos.

Son correctas:

A) I y II B) II y III C) I y III
D) Sólo III E) Sólo I

40. Si un átomo posee 4 subniveles "s" completamente llenos. Hallar la ubicación de un elemento en la tabla periódica si la cantidad de electrones es máxima.

A) 3 periodo; grupo VA
B) 5 periodo; grupo IA
C) 6 periodo; grupo IIIB
D) 4 periodo; grupo VIIA
E) 6 periodo; grupo IA

41. Con respecto a las propiedades periódicas de los elementos químicos, señale la alternativa incorrecta:

A) El ${}_{7}N$ presenta mayor carácter no metálico que el ${}_{13}Al$.
B) El Helio (Z = 2) es el elemento de mayor energía de ionización.
C) El ${}_{26}Fe$ presenta mayor radio atómico que el ${}_{38}Sr$.
D) La electronegatividad del ${}_{16}S$ es mayor que el ${}_{20}Ca$.
E) El ${}_{74}W$ presenta menor carácter metálico que el ${}_{87}Fr$.

42. Cierto átomo posee una cantidad de protones que es igual al número de electrones del penúltimo nivel de un elemento que pertenece al grupo IB y cuarto periodo, dicho átomo es:

A) Alcalino B) Gas noble
C) Anfígeno
D) Nitrogenoide E) Lantánido

43. Sobre las propiedades de los elementos, indicar la alternativa incorrecta:

A) A.E. $({}_{8}O)$ > A.E. $({}_{4}Be)$
B) R.I. (Fe^{+2}) < R.I. (Fe^{+3})
C) C.M. $({}_{3}Li)$ < C.M. $({}_{26}Fe)$
D) E.I. $({}_{2}He)$ > E.I. $({}_{10}Ne)$
E) R.A. $({}_{17}Cl)$ < R.A. $({}_{11}Na)$

44. Si los números cuánticos del último electrón de un catión pentapositivo son (5, 1, +1, +1/2). Hallar la ubicación del elemento en la tabla periódica actual.

A) Sexto periodo – IIA
B) Cuarto periodo – IIIB
C) Cuarto periodo – VA
D) Quinto periodo – IIA
E) Sexto periodo – IIB

45. Señale verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

I. El proceso: $Na_{(g)} \rightarrow Na^{+} + 1e^{-}$, es la energía de ionización.
II. La electronegatividad mide la tendencia a ganar electrones.
III. Un elemento de baja electronegatividad presenta baja energía de ionización.

A) VVF B) FVV C) VVV
D) FFV E) VFV

46. ¿Qué propiedad(es) periódica(s) en un grupo aumenta al aumentar el número atómico?
I. Electronegatividad
II. Potencial ionización
III. Radio atómico
IV. Carácter metálico

A) I y II B) II y III C) III y IV
D) Sólo III E) I, II y III

47. Un anión trivalente es isoelectrónico con otro anión monovalente que a su vez este último es isóbaro con el $^{72}_{33}As$ e isótono con el $^{74}_{34}Se$. Indicar su ubicación del primer ión en la tabla periódica:

A) 4, IIB B) 4, IIIB C) 4, VB
D) 5, IIIB E) 5, VB

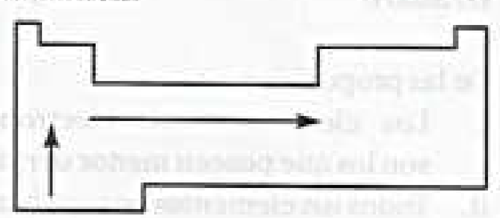
48. Respecto a las propiedades de los elementos señale lo correcto:
I. Los alcalinos poseen gran carácter reductor y son H, Li, Na, K, Rb, Cs, Fr.
II. Los metales de transición poseen iones que en solución adoptan coloraciones características.
III. Los metaloides como el Al, Si, Ge, aumenta su conductividad eléctrica con la temperatura.
IV. Los gases nobles son altamente inestables.

A) Sólo I B) Sólo II C) III y IV
D) I y IV E) II y IV

49. Sobre las propiedades periódicas lo incorrecto es:

A) Los gases nobles no poseen electronegatividad.
B) La afinidad electrónica puede ser exotérmica o endotérmica.
C) La energía de ionización de un elemento depende de la carga nuclear efectiva de este.
D) Los elementos lantánicos presentan casi el mismo radio atómico debido a la contracción lantánida.
E) Los halógenos presentan los más altos valores de energía de ionización.

50. Cuántas de las siguientes propiedades periódicas tienen una variación regular en la tabla periódica según como se muestra a continuación:



I. Potencial de ionización
II. Afinidad electrónica
III. Carácter metálico
IV. Electronegatividad

A) I y II B) II y IV C) I, II y IV
D) Sólo IV E) I y III



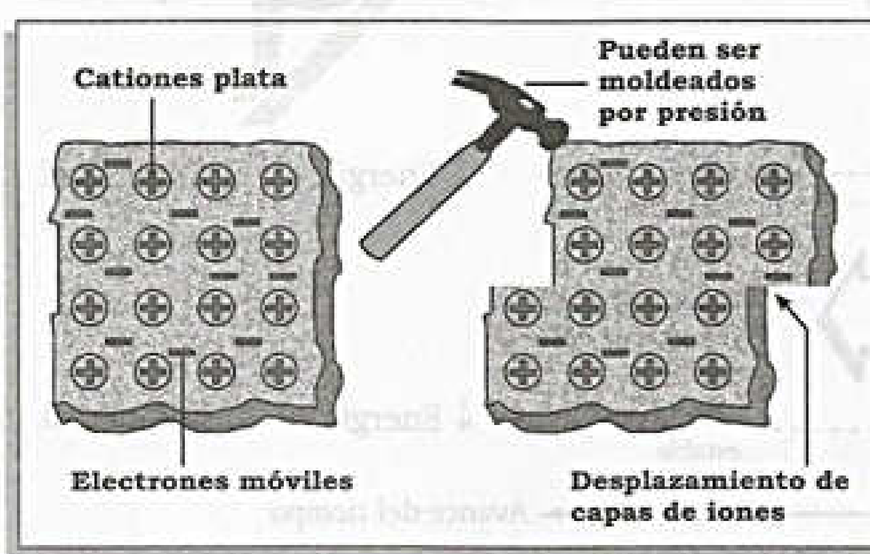
Enlaces Químicos

OBJETIVOS

- Conocer el concepto del enlace químico, además de su mecanismo de formación.
- Conocer los tipos de enlace y las propiedades físicas y químicas de las especies que la presentan.
- Desarrollar de forma correcta las estructuras lewis de las moléculas y unidades fórmula de las especies químicas de acuerdo a su tipo de enlace.

ENLACE METÁLICO, de los tres tipos de enlaces, este es el que se presenta en todos los metales y sus aleaciones, hablando estrictamente este tipo de interacción, no es un enlace propiamente dicho ya que en general los enlaces químicos se presentan o bien entre átomos o entre moléculas, pero en el enlace metálico no ocurre ni lo uno ni lo otro, lo que ocurre en sí en la atracción eléctrica entre los cationes metálicos presentes en toda muestra de metal (ya que su tendencia es a perder electrones) y los electrones libres perdidos por estos lo cual forma una sistema que se explica con el modelo del "mar electrónico" o "gas electrónico" ya que si bien estos electrones equilibran las cargas positivas de los cationes, pueden moverse libremente, además debido a la atracción poli direccional hace que este enlace sea bastante intenso, lo cual explica las siguientes propiedades de los metales y sus aleaciones:

- Alta conducción eléctrica y térmica
- Altos puntos o temperaturas de fusión
- Maleabilidad y ductibilidad
- Dureza y tenacidad
- Brillo característico



Enlace metálico.- La plata, un metal típico, consiste en una formación regular de átomos que han perdido cada uno un electrón para formar un ión plata. Los electrones se distribuyen por todo el metal formando enlaces no direccionales o deslocalizados con los iones positivos. Esta estructura, conocida como enlace metálico, explica las propiedades características de los metales: son buenos conductores de la electricidad al estar los electrones libres para moverse, y resultan maleables (como se muestra en la ilustración) porque sus iones positivos se mantienen unidos por fuerzas no direccionales.

ENLACE QUÍMICO

INTRODUCCIÓN

Sabemos del estudio correspondiente a la descripción de la tabla periódica, que se conocen de la presencia de alrededor de un centenar de elementos químicos, en este capítulo nos corresponde el estudio básicamente de los compuestos químicos que como sabemos se producen por combinación de dos o más elementos diferentes y además estos compuestos se cuentan por cientos de miles e incluso se predicen millones de ellos (en comparación al reducido número de elementos) lo que hace de este capítulo de gran importancia para el conocimiento de los estudiantes.

En dichos compuestos, los átomos se mantiene unidos gracias a los enlaces químicos, cuyos tipos depende de la naturaleza de los elementos unidos, pero por ser su formación un fenómeno químico, las propiedades de dichos compuestos son nuevas y muy importantes de conocer, en ese sentido podemos afirmar dado el gran número de especies que se van a estudiar, que con este capítulo se inicia la química propiamente dicha.

I. CONCEPTO

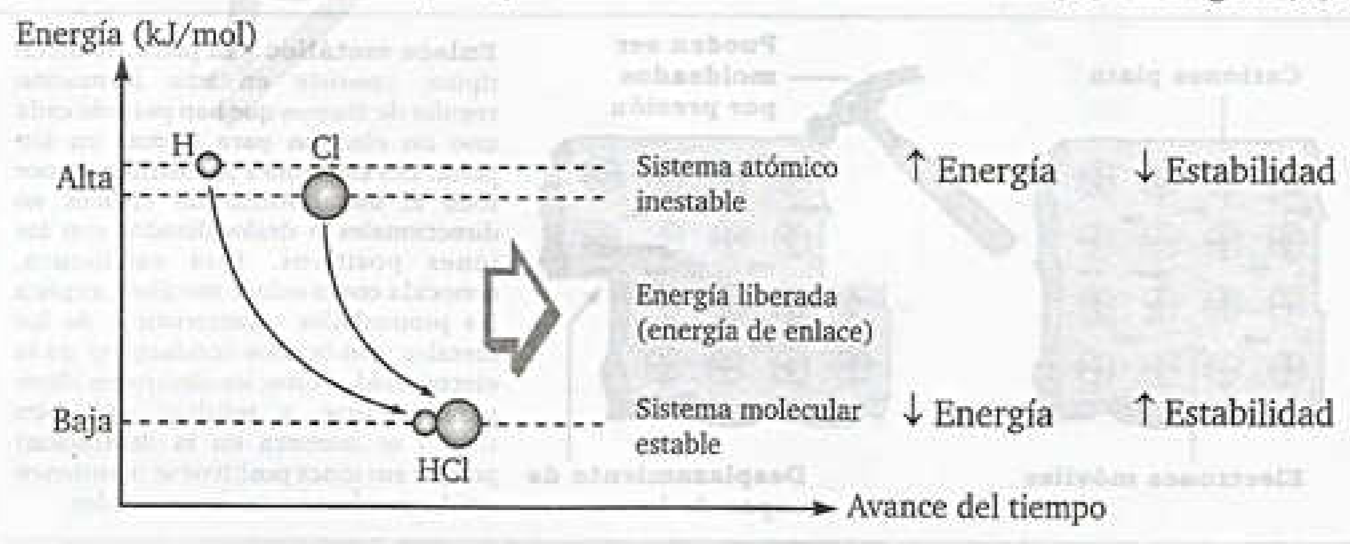
Los átomo se enlazan para alcanzar mayor estabilidad, llegando a un menor estado energético, liberando energía.

II. FORMACIÓN DEL ENLACE QUÍMICO

La formación de un enlace químico se produce a partir de una reacción química, por lo que corresponde a un fenómeno químico, que en general podemos decir que se lleva a cabo en tres etapas:

1) Aproximación de las especies que se van a unir hasta una distancia máxima permitida al cual se denomina longitud de enlace.
2) Interacción de los electrones de las capas externas de los átomos.
3) Reacomodo de los electrones de las capas externas con la consiguiente liberación de energía, esto evidencia la formación del enlace.

Podemos ilustrar estas etapas de formación del enlace tomando como ejemplo la formación del compuesto HCl (cloruro de hidrógeno) por combinación de los elementos cloro (Cl) e hidrógeno (H):



Se puede escribir este proceso en términos de una ecuación química:

$$H + Cl^{*} \longrightarrow H - Cl + 428\ kJ/mol \quad \rightarrow \text{Energía de formación}$$

Dicha cantidad de energía liberada se denomina energía de enlace (EE) el cual es numéricamente igual a la energía que debe absorber el compuesto "HCl" si quisiéramos disociar o romper el enlace formado, a esto se denomina energía de disociación (ED).

Se cumple:

$$\text{Energía formación} = \text{Energía de disociación} = \text{Energía de enlace}$$

III. TIPOS DE ENLACES QUÍMICOS

De acuerdo a los tipos de especies que se van a unir (átomos, iones, moléculas), los enlaces químicos se pueden clasificar como:

INTERATÓMICOS
• Iónico o electrovalente • Covalente • Metálico

ENLACES INTERATÓMICOS

Los enlaces interatómicos como su nombre lo indica se producen entre átomos, sean estos neutros o ionizados, tenemos los subtipos:

A. ENLACE IÓNICO

Llamado también enlace electrovalente, este tipo de enlace como su nombre lo indica se produce entre iones de cargas opuestas los cuales se atraen debido a la fuerza electrostática, siendo esta fuerza de gran intensidad lo que hace de este enlace el más fuerte a nivel atómico.

Los iones de cargas opuestas provienen por lo general de la interacción de un átomo metálico con otro no metálico lo que genera la transferencia de uno o más electrones:

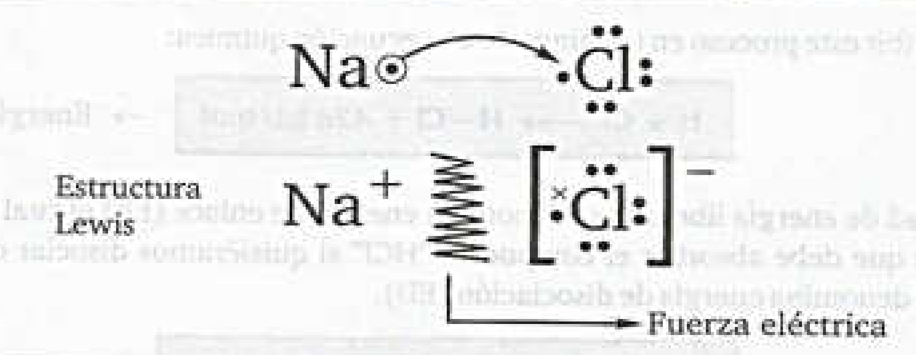
Mecanismo de transferencia de electrones

Desde el metal cuya tendencia es a perder electrones hacia el no metal cuya tendencia es ganar electrones, nótese los cambios en el tamaño de los iones y la aparición de la fuerza electrostática.

Ejemplo: Cloruro de sodio (NaCl)

$_{11}Na: [_{10}Ne]\ 3s^{\uparrow}$ — Transferencia de 1 e^{-}

$_{17}Cl: [_{10}Ne]\ 3s^2 3p^{\uparrow\downarrow\ \uparrow\downarrow\ \uparrow}$



Propiedades y características de los compuestos iónicos

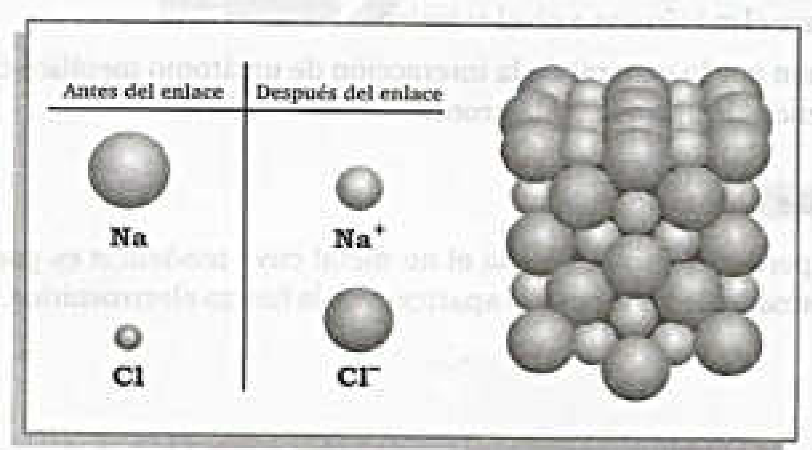
- Por lo general se producen a partir de metales de baja energía de ionización, como son los alcalinos (IA) y alcalinos térreos (IIA), con no metales de alta electronegatividad como son los halógenos (VIIA) y los anfígenos (VIA), en estos compuestos se observa:

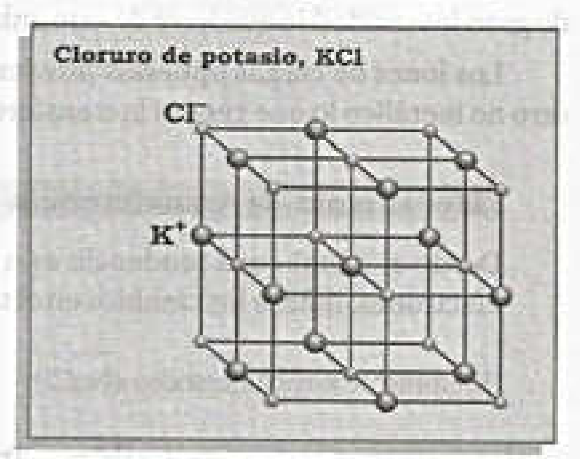
  $\Delta EN \geq 1,7$ — ΔEN: diferencia de electronegatividad (Para UNI, Callao y Villarreal). (Para UNMSM: $\Delta EN \geq 1,9$)

COMPUESTO	ELECTRONEGATIVIDAD (EN)		ΔEN
NaCl	Na: 0,93	Cl: 3,16	2,26
CaO	Ca: 1,00	O: 3,44	2,44
MgF_2	Mg: 1,31	F: 3,98	2,67

- A condiciones ambientales todos los compuestos son sólidos, esto se debe a la elevada intensidad de este enlace, dichos compuestos se presentan en la naturaleza formando cristales, estructura cristalina (no poseen moléculas), siendo su representación a partir de unidades fórmula.

Ejemplo: Estructura cristalina del cloruro de sodio (NaCl) y cloruro de potasio (KCl)





- En dichos cristales los iones se atraen de forma poli direccional, esto incrementa su intensidad, razón por la cual poseen altos puntos de fusión, es decir se funden a altas temperaturas (mayores a 400°C), siendo mas alto esta temperatura cuanto mas pequeños y de mayor carga eléctrica sean los iones.

COMPUESTO	CATIÓN	ANIÓN	PUNTO DE FUSIÓN
NaCl	Na^{+1}	Cl^{-1}	801°C
NaBr	Na^{+1}	Br^{-1}	750°C
NaI	Na^{+1}	I^{-1}	662°C

- Debido a la presencia de iones en su estructura, estos compuestos son solubles en agua y otros solventes polares.
- Los iones dentro del cristal carecen de movimiento de traslación por lo que no conducen la electricidad, pero al fundirse o disolverse en agua los iones se separan adquiriendo movilidad, razón por la cual solo en estado fundido o disueltos en agua conducen la electricidad (son electrolitos).

Excepción:

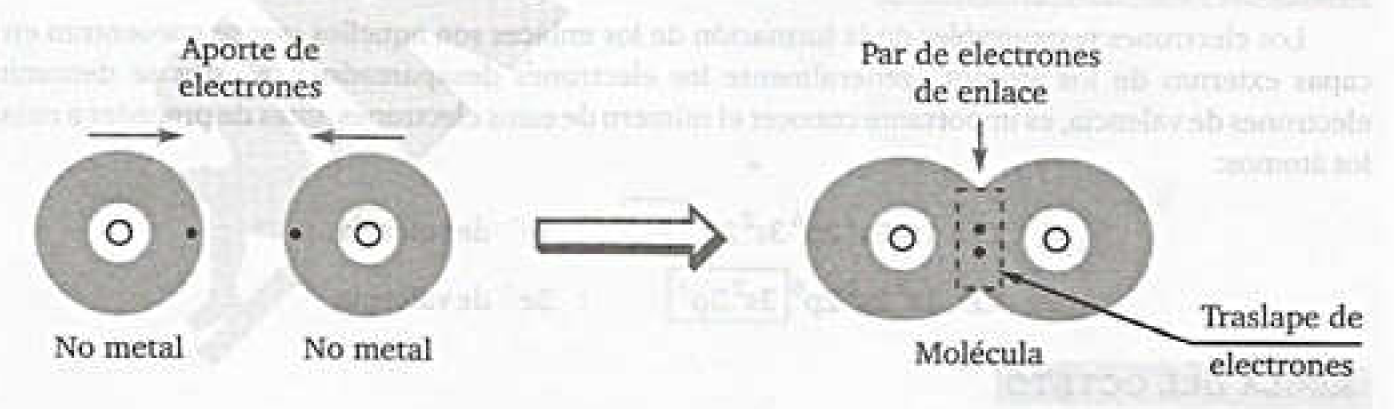
AlX_3	X : Cl, Br , I
BeX_2	X : Cl, Br , I, H

B. ENLACE COVALENTE

Este tipo de enlace se produce entre átomos neutros, que por lo general son átomos no metálicos, los cuales se mantienen unidos por compartición de electrones, lo que hace que este enlace sea de naturaleza electromagnética.

Mecanismo de compartición de electrones

Entre átomos no metálicos, los cuales aportan electrones de orbitales semillenos (electrones desapareados), con la finalidad de formar orbitales llenos (orbitales moleculares) que luego van a ser compartidos por ambos, nótese la deformación de sus nubes electrónicas y la atracción electromagnética (electrón – electrón y núcleo – electrón):



Propiedades y características de los compuestos covalentes

- Como generalmente se producen por la unión de elementos no metálicos, se cumple:

$$0 \leq \Delta EN < 1,7$$

- A condiciones ambientales se les puede encontrar como sólidos (sacarosa: $C_{12}H_{22}O_{11}$), líquidos (agua: H_2O) o gases (CO_2) constituidos por unidades discretas llamadas moléculas.

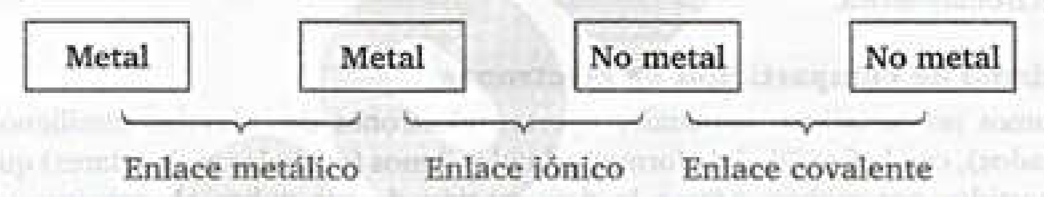
- Sus sólidos generalmente poseen menores puntos de fusión que los sólidos iónicos pero son más duros comparado a los iónicos que son frágiles, la mayoría de sus líquidos son insolubles en agua, pero si en solventes apolares como la bencina.
- No conducen la electricidad sea cualquiera el estado en la cual se encuentren.
- Se consideran compuestos covalentes a los ácidos, óxidos e hidruros no metálicos, compuestos de origen orgánico: H_2SO_4, HCl, P_2O_5, NH_3, $C_6H_{12}O_6$, etc. aunque existen algunas excepciones como los compuestos: NH_4Cl, NH_4NO_3 que no son covalentes (son iónicos) a pesar de estar formados únicamente por no metales.

IV. DESARROLLO DE ESTRUCTURAS DE LAS MOLÉCULAS Y UNIDADES FÓRMULA

En esta parte del capítulo nos ocuparemos de escribir los diagramas de las moléculas y unidades fórmula considerando los tipos de enlace que presentan a nivel interatómico, para esto debemos tener presente los siguientes conceptos previos:

ANÁLISIS DE LA COMPOSICIÓN

Aquí se toma en cuenta como regla práctica (no siempre se cumple) los tipos de elementos que conforma la especie cuya estructura se va a desarrollar para saber si presenta enlace iónico o covalente, esto es muy importante ya que los diagramas dependen de la formación del enlace si ocurre por transferencia de electrones o por compartición de electrones, tenemos:



ELECTRONES DE VALENCIA

Los electrones responsables de la formación de los enlaces son aquellos que se encuentran en las capas externas de los átomos (generalmente los electrones desapareados), a estos se denominan electrones de valencia, es importante conocer el número de estos electrones antes de proceder a enlazar los átomos:

$_{19}K$ CE: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 \boxed{4s^1}$: $1e^-$ de valencia

$_{15}P$ CE: $1s^2 2s^2 2p^6 \boxed{3s^2 3p^3}$: $5e^-$ de valencia

REGLA DEL OCTETO

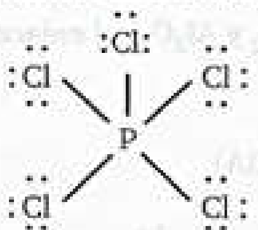
Los átomos al enlazarse adquieren la configuración de un gas noble, ya que son los únicos elementos que de forma natural cumplen con esta regla; el resto de los átomos deben formar enlaces parea lograrlo, para lo cual pueden perder, ganar o compartir electrones.

Existen algunas excepciones, es decir átomos que por más que se enlacen no logran completar el octeto, es el caso de los elementos:

- Hidrógeno ($_1H$) y Litio ($_3Li$): solo llegan a adquirir 2 electrones de valencia.
- Berilio ($_4Be$): solo llega a adquirir 4 electrones de valencia.
- Boro ($_5B$) y Aluminio ($_{13}Al$): solo llegan adquirir 6 electrones de valencia.

En algunos casos ciertos elementos como el azufre (S), fósforo (P), etc, llegan a sobrepasar los 8 electrones de valencia a esto se denomina "octeto expandido".

Ejemplo : PCl_5





NOTACIÓN O DIAGRAMA LEWIS

También se le denomina "notación punto electrón", ya que consiste en representar a los electrones de valencia por medio de puntos alrededor del símbolo del elemento, que como sabemos son estos electrones los que van a formar los enlaces.

Esta notación esta orientada básicamente a los elementos representativos (grupos "A") que son los que en su mayoría cumplen con el octeto electrónico, además se sabe que en estos elementos el número de electrones de valencia coincide con el número de grupo.

Los electrones de valencia se disponen de acuerdo con la regla de máxima multiplicidad (regla de Hund).

	$\overline{s}$	
$\overline{p_x}$	E	$\overline{p_x}$
	$\overline{p_y}$	

s, p_x, p_y, p_z: orbitales atómicos, se puede cambiar el orden pero no la cantidad de e^-.

Para el caso de los elementos potasio y fósforo cuyas configuraciones se indicaron anteriormente, tenemos:

$_{19}K$	$\dot{K}$
$_{15}P$	$\cdot\ddot{P}\cdot$ (con un punto abajo)

A continuación indicamos las notaciones de Lewis para los elementos representativos, recordar que todos los elementos de un mismo grupo presentan la misma notación:

IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
$\dot{Na}$	$\ddot{Mg}$	$\cdot\dot{B}\cdot$	$\cdot\dot{C}\cdot$ (con un punto abajo)	$\cdot\ddot{N}\cdot$ (con un punto abajo)	$\cdot\ddot{O}:$ (con un punto abajo)	$:\ddot{Cl}\cdot$ (con dos puntos abajo)	$:\ddot{Ar}:$ (con dos puntos abajo)

Sabemos que los grupos IA y IIA poseen únicamente elementos metálicos (a excepción del hidrógeno) por lo que solo forman enlace iónico, mientras que los grupos restantes (excepto el VIIIA) contienen elementos no metálicos por lo que pueden formar enlace iónico y covalente.

ESTRUCTURAS LEWIS DE COMPUESTOS IÓNICOS

Para los compuestos: NaCl, CaO, K_2S, $MgCl_2$ y Al_2O_3: el enlace se produce por la transferencia de electrones:

- NaCl: Sodio (IA) y Cloro (VIIA)



- CaO: Calcio (IIA) y Oxígeno (VIA)

$Ca \; \cdot O \cdot \xrightarrow{2e^-} Ca^{+2} [:O:]^{-2}$

- K_2S: Potasio (IA) y Azufre (VIA)

$2\,K \; \cdot S \cdot \xrightarrow{2e^-} 2K^{+1} [:S:]^{-2}$

- $MgCl_2$: Magnesio(IIA) y Cloro (VIIA)

$Mg \; 2\,\cdot Cl: \xrightarrow{2e^-} Mg^{+2}\; 2[:Cl:]^{-1}$

- Al_2O_3: Aluminio (IIIA) y Oxígeno(VIA)

$2\,Al \; 3\,\cdot O: \xrightarrow{6e^-} 2\,Al^{+3}\; 3[:O:]^{-2}$

B. ESTRUCTURAS PARA ESPECIES COVALENTES

Para las moléculas: H_2O, O_2, CO_2, PH_3, HBr: los enlaces se producen por aporte y compartición de electrones:

- H_2O: Hidrógeno (IA) y Oxígeno (VIA):

H· ·O: (·H) ⟶ H:O: (H) ⟶ H—O—H

Cada par de electrones compartidos se representa con una línea simple.

- O_2: Oxígeno (VIA):

:Ö· ·Ö: ⟶ :Ö::Ö: ⟶ :Ö=Ö:

- CO_2: Carbono (IVA) y Oxígeno (VIA):

:Ö· ·Ċ· ·Ö: ⟶ :Ö::C::Ö: ⟶ :Ö=C=Ö:

- PH_3: Fósforo (VA) e Hidrógeno:

H· ·P̈· ·H ⟶ H:P̈:H (H) ⟶ P (H H H)

- HBr: Hidrógeno (IA) y Bromo (VIIA):

H· ·B̈r: ⟶ H:B̈r: ⟶ H—B̈r:

Las formas geométricas de las moléculas indicadas depende de la repulsión de los pares de electrones enlazantes y no enlazantes (véase el concepto de hibridización en el siguiente capítulo).

Por lo tanto para fines prácticos y a la vez para el desarrollo de estructuras Lewis de moléculas más complejas, aplicamos las siguientes reglas:

- Disponer los átomos de forma regular colocando en el centro (átomo central) al átomo que pueda formar mayor número de enlaces, por lo general es el átomo con mayor número de electrones desapareados, el resto de átomos se colocan hacia el exterior bajo este mismo criterio, de tal forma que los átomos más externos sean aquellos que solo formen un enlace.

- Unir los átomos de afuera hacia adentro de acuerdo al número de enlaces que puedan formar, esto es igual al número de electrones desapareados que posean.

IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
E (3 enlaces)	E (4 enlaces)	Ë (3 enlaces)	—Ë—	—Ë:
			—Be—	—H

Ejemplo: Desarrollar las estructuras de las moléculas: H_3PO_3, C_3H_8, HCN y H_2CO_3:

- H_3PO_3: El fósforo es el átomo central (VA) puede formar 3 enlaces, seguido del oxígeno (2 enlaces) y del hidrógeno (un enlace).

```
            ..
            P
          / | \
  H — O     |     O — H
            O
            |
            H
```

- C_3H_8: Cada carbono puede formar cuatro enlaces (IVA) seguido de los hidrógenos (un enlace).



```
      H   H   H
      |   |   |
  H — C — C — C — H
      |   |   |
      H   H   H
```

- HCN: El carbono es el átomo central ya que puede formar 4 enlaces, seguido del nitrógeno (3 enlaces) y del hidrógeno (un enlace):

```
H — C ≡ N:
```

- H_2CO_3: El carbono es el átomo central ya que puede formar 4 enlaces, seguido del oxígeno (2 enlaces) y del hidrógeno (un enlace).

```
           :O:
            ||
            C
          /   \
  H — Ö         Ö — H
```

CLASIFICACIÓN EN EL ENLACE COVALENTE

Notamos que las especies covalentes presentan mayor complejidad en sus estructuras, esto se debe en parte al modo de aporte y compartición de los electrones lo que esta ligado a la electronegatividad, además de la cantidad de pares electrónicos compartidos lo que genera repulsiones respecto a los electrones no compartidos, lo que hace que se presente variedades de este enlace que se pueden clasificar de acuerdo a los siguientes criterios:

a) De acuerdo al modo de aporte de los electrones a compartirse

ENLACE COVALENTE NORMAL: Este enlace se presenta cuando ambos átomos que lo forman aportan los electrones que al final van a ser compartidos. Como ejemplo tenemos todos los enlaces covalentes indicados en las estructuras lewis anteriores.

A (• — •) B Cada átomo apunta a un e^-.

Ejemplo : CH_4 H ⊖ C ⊖ H (con H arriba y abajo)

ENLACE COVALENTE DATIVO O COORDINADO: Este enlace se presenta cuando solo uno de los átomos aporta el par de electrones pero al final es compartido por ambos, en forma didáctica se representa con una flecha.

Ejemplo: Formación de la molécula del dióxido de azufre SO_2:

Sabemos que tanto el azufre como el oxígeno pertenecen al grupo VIA, por lo que sus notaciones lewis son:

:Ö· ·S̈: ·Ö: ⟶ :O::S: ·Ö:

Se observa la formación de dos pares electrónicos entre un átomo de oxígeno y el azufre (enlace normal) pero aun falta unir un átomo de oxígeno no habiendo ya más electrones desapareados, por lo que el oxígeno faltante reacomoda sus electrones de valencia según:

:O::S: Ö:

En enlace dativo se forma cuando el átomo de azufre (átomo dador) aporta uno de los pares de electrones libres (sin enlazar) que posee, al átomo de oxígeno (átomo aceptor):

:O::S:Ö: ⟶ O═S → O

La flecha (→) dentro de la molécula solo indica la dirección de aporte de electrones no tiene ningún significado físico pudiendo representarse como una línea simple.

Ejemplo: Indicar el número de enlaces normales y dativos luego de desarrollar la estructura lewis del ácido perclórico $HClO_4$:

De acuerdo con la fórmula el cloro es el átomo central (VIIA), tenemos:

H· ·Ö· ·C̈l: Ö: :Ö: :Ö: ⟶ H:O:Cl:O: (con :O: arriba y abajo) ⟶ H — O — Cl (con O ← Cl → O, Cl → O)

Observamos la presencia de dos enlaces normales (H – O), (Cl – O) y 3 enlaces dativos (Cl → O).

b) De acuerdo al modo de compartición de los pares electrónicos (su polaridad)

ENLACE COVALENTE APOLAR: Llamado también enlace covalente puro, se presenta cuando la compartición de los pares electrónicos es equitativa, es decir los átomos unidos atraen a los electrones hacia sí con la misma fuerza, por lo que este tipo de enlace solo se presenta entre átomos de un mismo elemento, cumpliéndose:



Ejemplo:



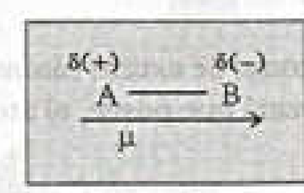
ENLACE COVALENTE POLAR: Se presenta cuando la compartición de los pares electrónicos no es equitativa, es decir uno de los átomos (el más electronegativo) atrae con mayor fuerza a los electrones, se presenta entre átomos de elementos diferentes, cumpliéndose:



Ejemplo:

δ+ δ− H Cl Compartición Desigual

Para un enlace polar en general, se cumple:



E.N.(B) > E.N.(A)

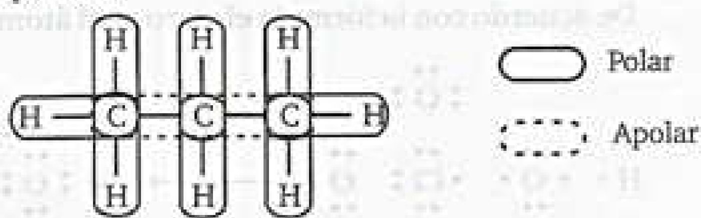
Donde: δ : Dipolo de enlace
μ : Vector momento dipolar de enlace

⊖ ⟶ ⊕ (cargas parciales). Siempre apunta al más electronegativo

La intensidad de estos polos es proporcional a la diferencia de electronegatividad (ΔEN) de los átomos enlazados.

Ejemplo: En la estructura indicada anteriormente correspondiente al propano (C_3H_8), hallar el número de enlaces polares y apolares presentes:

La estructura del propano es



Se observa la presencia de 2 enlaces apolares (átomos iguales) correspondiente a las uniones: C – C y 8 enlaces polares (átomos diferentes) correspondiente a las uniones: C – H, los polos negativos lo presentan los átomos de carbono los cuales son más electronegativos que los átomos de hidrógeno (polo positivo).

c) De acuerdo al número de pares electrónicos compartidos

Se tienen los tipos simple (que incluye el dativo) y los múltiples como el doble enlace y el triple enlace, los cuales se denotan por:

	TIPOS DE ENLACE	NOTACIÓN	SIMBOLOGÍA
	Simple (un par de electrones de enlace)	$A \overset{\sigma}{—} B$	1σ: un enlace tipo sigma
Múltiple	Doble (dos pares de electrones de enlace)	$A \underset{\pi}{\overset{\sigma}{=}} B$	1σ: un enlace tipo sigma 1π: un enlace tipo pi
	Triple (tres pares de electrones de enlace)	$A \underset{\pi}{\overset{\pi}{\equiv}} B$ (σ central)	1σ: un enlace tipo sigma 2π: dos enlace tipo pi

ℓ : longitud de enlace

$\ell_{A-B} > \ell_{A=B} > \ell_{A\equiv B}$

→ Mayor energía

← Mayor longitud

Experimentalmente se sabe que el enlace tipo sigma es más estable que el enlace tipo pi, además los enlaces múltiples son de menor longitud que el enlace simple.

Ejemplo: Indicar el número de enlaces tipo sigma y tipo pi presente en el ácido oxálico $C_2H_2O_4$, cuya estructura lewis se indica a continuación:

H —σ— O —σ— C —σ— C (=O, σ/π) —σ— O —σ— H ; C (=O, σ/π)

Observamos la presencia de:

5 enlaces simples : 5σ

2 enlaces dobles : 2(1σ y 1π)

Por lo que en total se tiene: 7σ y 2π

RESONANCIA

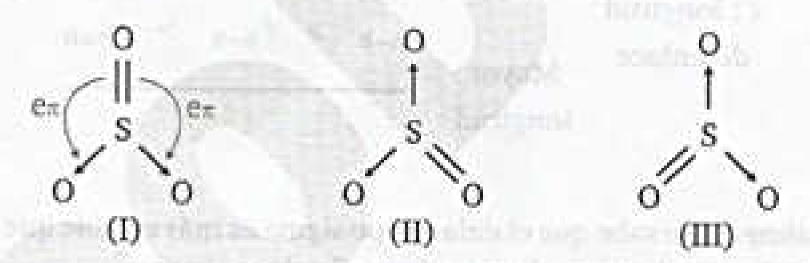
Se presenta en ciertas moléculas y especies iónicas cuyas estructuras se pueden representar por más de una fórmula Lewis posible, esto se debe a la deslocalización de sus electrones tipo pi (π), es decir estos electrones (presente en los enlaces dobles y triples) pueden cambiar de posición respecto a un enlace específico.

Este fenómeno de resonancia explica por que algunas especies poseen mayor estabilidad que la que predice su estructura Lewis, además explica la igualdad en longitud y ángulos de enlace lo cual se comprueba experimentalmente.

Ejemplo: Resonancia en el trióxido de azufre SO_3:

Teniendo en cuenta las notaciones Lewis de los átomos de oxígeno y azufre (VIA), esta molécula presenta la siguiente estructura:

Pero sus electrones tipo pi (π) se pueden mover a otras posiciones, generando las siguientes estructuras equivalentes, presenta 3 estructuras resonantes.



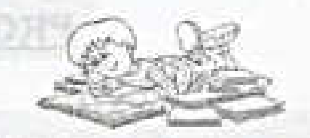
La estructura real no es ni uno ni otro, ya que experimentalmente se sabe que todos sus enlaces y ángulos de enlaces son iguales (lo cual no se observa en las estructuras Lewis indicadas).

La estructura que más se aproxima a la real es una fusión de las 3 estructuras descritas, donde se observa la deslocalización de los electrones tipo pi(π), el cual se denomina hibrido de resonancia:

Electrones pi (π) deslocalizados

(Híbrido de resonancia)

EJERCICIOS DE APLICACIÓN



1. Respecto a los enlaces químicos, identifique las afirmaciones correctas:

I. Se producen por la tendencia que tienes los átomos a alcanzar la estabilidad.
II. Se absorbe energía durante su formación.
III. En el caso de los enlaces entre átomos estos siempre cumplen con el octeto electrónico.

Rpta.: ....

2. Identifique la alternativa que contiene a un compuesto que no es iónico:

I) NaCl II) $CaBr_2$ III) FeO
D) $AlCl_3$ E) K_2O

Rpta.: ....

3. Identifique la alternativa que contiene la estructura Lewis correcta para el óxido de potasio (K_2O):

A) $2K^{1+}[:\ddot{\underset{..}{O}}:]^{2-}$ B) $2K^{2+}[:\ddot{\underset{..}{O}}:]^{4-}$ C) $K^{2+}2[:\ddot{\underset{..}{O}}:]^{1-}$

D) $K^{4+}2[:\ddot{\underset{..}{O}}:]^{2-}$ E) $K^{1+}[:\ddot{\underset{..}{O}}:]^{2-}$

Rpta.: ....

4. Sobre los enlaces covalentes, indique la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:

I. Por lo general este tipo de enlace se produce entre elementos no metálicos.
II. Se comparten uno o más pares de electrones.
III. En el caso del enlace polar los pares de electrones se comparten de forma equitativa.

Rpta.: ....

5. Identifique la alternativa que contiene la estructura Lewis correcta para el dióxido de carbono (CO_2):

A) $\vdots O - C = \ddot{O}\vdots$ B) $\vdots O - C - O\vdots$

C) $\vdots O \equiv C \equiv O\vdots$

D) $\vdots O \equiv C = \ddot{O}\vdots$ E) $\vdots O = C = \ddot{O}\vdots$

6. Para la siguiente estructura, indique el número de enlaces tipo pi y tipo sigma que posee:

$$\text{Anillo bencénico: } C_6H_3 \text{ con H, H, H; sustituyentes } -C(=\ddot{O})-\ddot{O}-H \text{ y } -\ddot{O}-H$$

Rpta.: ....

7. Identifique la alternativa que contiene a la especie con mayor número de enlaces tipo pi:

I) CO II) CO_2 III) N_2O_5
IV) SO_2 V) O_3

Rpta.: ....

8. Identifique la alternativa que contiene a la especie que posee enlaces dativos en su estructura:

I) PH_3 II) H_2CO_3 III) HIO_4
IV) $SnCl_2$ V) H_2O_2

Rpta.: ....

9. "Debido a la deslocalización de sus electrones pi su estructura puede representarse con más de una fórmula Lewis posible todas equivalentes". Esta afirmación corresponde a:

Rpta.: ....

PROBLEMAS RESUELTOS

PROBLEMA 1 En relación al enlace químico, indicar verdadero (V) o falso (F):

I. Da origen a sistemas atómicos y moleculares (agregados) de mayor inestabilidad.
II. Durante su formación se libera energía.
III. Participan en su formación los electrones de las capas internas.

A) FFV B) FVF C) VVF
D) VFV E) VVV

Resolución:

I. FALSO : Sabemos que tanto los átomos así como las moléculas cuando se encuentran de forma aislada (separados) son inestables de ahí la necesidad de que se enlacen ya que de esta forma adquieren mayor estabilidad química.

II. VERDADERO : Debido justamente a que una vez formado el enlace el sistema es más estable (posee menor contenido de energía) el exceso de energía se libera al exterior por lo general en forma de calor (proceso exotérmico).

III. FALSO : Los electrones que participan en su formación, son aquellos que se encuentran en las capas externas, a los cuales se les denomina "electrones de valencia".

∴ CLAVE: B

PROBLEMA 2 Respecto a la formación y los tipos de enlaces químico, indicar lo correcto:

I. Por lo general los elementos no metálicos se unen por transferencia de electrones.
II. En el enlace iónico, los iones se mantienen unidos por fuerzas electrostáticas.
III. El enlace covalente es un enlace intermolecular.

A) Sólo I B) Sólo II C) Sólo III
D) I y II E) II y III

Resolución:

I. INCORRECTO : Los elementos no metálicos se caracterizan por su elevada electronegatividad, por lo que al enlazarse entre ellos al no poder arrancarse los electrones entre sí, no les queda otra opción que compartirlos (enlace covalente).

II. CORRECTO : En el enlace iónico los iones presentes se mantienen unidos debido a la atracción electrostática de sus cargas eléctricas opuestas.

III. INCORRECTO : A nivel atómico, es decir entre átomos se presentan los siguientes tipos de enlaces:
- Iónico o electrovalente
- Covalente
- Metálico

∴ CLAVE: B

PROBLEMA 3 Teniendo en cuenta la composición (tipos de elementos unidos) de las siguientes especies, indicar cuántos poseen enlace iónico y cuántos poseen enlace covalente entre sus átomos:

H_2S ; Rb_2O ; BF_3 ; $ZnCl_2$; HNO_3 ; O_3 ; $CaCO_3$; PBr_5

A) 1 y 7 B) 2 y 6 C) 4 y 4
D) 3 y 5 E) 5 y 3

Resolución: IÓNICO: unión entre metales y no metales.
- Rb_2O
- $ZnCl_2$
- $CaCO_3$

Ya que el rubidio, zinc y calcio son metales.

COVALENTE: unión entre no metales
- H_2S
- BF_3
- HNO_3
- O_3
- PBr_5

∴ CLAVE: D

PROBLEMA 4 Sobre el enlace iónico, indicar verdadero (V) o falso (F):

I. Por lo general se produce a partir de la unión de un átomo metálico con otro no metálico.
II. Las especies unidas comparten electrones.
III. En la transferencia de electrones, el no metal cede los electrones al metal.

A) VFF B) VVF C) VFV
D) FVF E) FFV

Resolución: I. VERDADERO : Este tipo de enlace comúnmente se produce entre un elemento de baja energía de ionización (metal) con un elemento de alta electronegatividad (no metal).

II. FALSO : En este tipo de enlace las especies que se mantienen unidas son iones de cargas opuestas, no se produce compartición de electrones.

III. FALSO : Este tipo de enlace se produce por transferencia de electrones desde el elemento metálico que como sabemos posee tendencia a perder electrones, hacia el no metal cuya tendencia es ganar electrones, formándose de esta manera los iones de cargas opuestas.

∴ CLAVE: A

PROBLEMA 5 Desarrollar las estructuras lewis de los siguientes compuestos iónicos e indicar la cantidad de electrones transferidos:

Li_2O ; Mg_3N_2 ; BaS

A) 8 B) 12 C) 10
D) 13 E) 9

Resolución: Tomando en cuenta las notaciones lewis de los elementos indicados en los compuestos iónicos citados, sus estructuras son:

- Li_2O: Litio (IA) y Oxígeno (VIA):

$$2\,\dot{Li} \quad \cdot\ddot{\underset{\cdot\cdot}{O}}: \longrightarrow 2\,Li^{+1}\left[:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{O}}:\right]^{-2}$$

- Mg_3N_2: Magnesio (IIA) y Nitrógeno (VA):

$$3\,\ddot{Mg} \quad 2\,\cdot\ddot{\underset{\cdot}{N}}\cdot \longrightarrow 3\,Mg^{+2}\;2\left[:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{N}}:\right]^{-3}$$

- BaS: Bario (IIA) y Azufre (VIA):

$$\ddot{Ba} \quad \cdot\ddot{\underset{\cdot}{S}}: \longrightarrow Ba^{+2}\left[:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{S}}:\right]^{-2}$$

∴ CLAVE: C

PROBLEMA 6 Respecto a las propiedades de los compuestos iónicos, indicar verdadero (V) o falso (F):

I. En la naturaleza se encuentra formando cristales, todos son sólidos a temperatura ambiental.
II. Sus temperaturas de fusión son bajas, se derriten con facilidad.
III. Sólo de forma sólida conducen la electricidad.

A) VVV B) FVF C) FFV
D) FFF E) VFF

Resolución: I. VERDADERO : En estos compuestos, los iones de cargas opuestas se atraen de forma bastante intensa por lo que a condiciones ambientales se encuentran formando sólidos cristalinos (no poseen moléculas).

II. FALSO : Este tipo de enlace es el más fuerte a nivel atómico, esto se refleja en las altas temperatura de fusión que presentan sus compuestos (mayores a 400°C).

III. FALSO : En los cristales iónicos, los iones presentes carecen de movimiento de traslación, por lo que no conducen la electricidad, pero si lo hacen de forma fundida o disueltos en agua.

∴ CLAVE: E

PROBLEMA 7 De la lista de compuestos iónicos siguientes, indicar en que caso se produce mayor número de electrones transferidos en su formación:

$CsCl$; Al_2O_3 ; Na_2S

A) $CsCl$ B) Al_2O_3 C) Na_2S
D) $CsCl$ y Al_2O_3 E) Al_2O_3 y Na_2S

Resolución: Sabemos que en la formación del enlace iónico se produce transferencia de electrones, los cuales son cedidos por los elementos metálicos que al final forman los cationes, por lo tanto para los compuestos del problema identificamos a los cationes:

COMPUESTO	METAL	CATIÓN	$\#e^-_{transf.}$
$CsCl$	Cs (A)	Cs^{+1}	1
Al_2O_3	Al (IIIA)	$2Al^{+3}$	6
Na_2S	Na (IA)	$2Na^{+1}$	2

La carga eléctrica de los cationes depende del grupo de la tabla periódica en la cual se encuentren.

∴ CLAVE: B

PROBLEMA 8 Considerando solo las diferencias de las electronegatividades (ΔE) de los átomos unidos, indicar aquel compuesto que presente mayor carácter iónico:

NaBr ; NaF ; NaI ; NaCl

A) NaBr B) NaI C) NaCl
D) NaF E) NaI y NaF

A todo el público en general:

El Proyecto Modo Scan+100 2.0, nace de una idea del **Team Calapenshko**, el cual es difundir todo aquel texto inédito que no esté circulando en la red.

Nuestro Grupo Calapenshko hace el mejor esfuerzo para digitalizar este libro, y así usted estimado lector pueda obtener la mejor experiencia que toda persona desea al abrir un libro.

Este proyecto llega gracias a las **donaciones que se pudo obtener de 100 personas** comprometidas con el proyecto **MODO SCAN+100 2.0**.

Este libro no debe ser prostituito monetariamente, este libro no debe ser coleccionado, este libro debe ser destruido analíticamente, así que te invito a leerlo.

No pagues por este libro de **circulación gratuita**, búscalo en la red.

Atentamente, el GRUPO CALAPENSHKO

02 de setiembre del 2020



Resolución: Se sabe que el carácter iónico de un enlace es proporcional a su diferencia de electronegatividad, es decir el enlace es más iónico si los elementos unidos poseen valores de electronegatividad (EN) bastante distanciados, para el problema tenemos:

COMPUESTOS	E.N.	ΔE.N.
NaBr	Na: 0,93 Br : 2,96	2,03
NaF	Na: 0,93 F : 3,98	3,05
NaI	Na: 0,93 I : 2,66	1,73
NaCl	Na: 0,93 Cl : 3,16	2,23

Los valores de electronegatividad pueden venir como datos del problema o simplemente se recurre a la tabla periódica para conocer sus valores.

Luego el compuesto de mayor carácter iónico es el NaF.

∴ CLAVE: D

PROBLEMA 9 En relación a los compuestos covalentes, indicar lo correcto:

I. Por lo general se producen entre elementos no metálicos por compartición de electrones.
II. En la naturaleza se encuentran constituidos por unidades discretas llamados moléculas.
III. Los átomos que forman este enlace, se mantienen unidos por fuerzas electrostáticas.

A) Sólo I B) Sólo II C) Sólo III
D) I y II E) I y III

Resolución:

I. CORRECTO : Este tipo de enlace se producen entre átomos que poseen elevada electronegatividad, es decir entre no metales, donde sus átomos se mantienen unidos por compartición de electrones.

II. CORRECTO : La unión de átomos no metálicos es unidireccional, es decir cada átomo esta ligado a otro átomo específico, los cuales pueden separase del conglomerado en unidades simples llamados moléculas.

III. INCORRECTO : Las especies unidas en este tipo de enlace son átomos neutros (no iones) por lo que la fuerza que los mantiene unidos es del tipo electromagnética.

∴ CLAVE: D

PROBLEMA 10 Sobre las propiedades de los compuestos covalentes, indicar verdadero (V) o falso (F):

I. En la naturaleza solo se les puede encontrar de forma líquida.
II. Todos se disuelven fácilmente en el agua.
III. Si sus moléculas están formados por átomos del mismo elemento, estos se mantienen unidos por enlace covalente apolar.

A) FVF B) VVF C) FFV
D) VFV E) FFF

Resolución:

I. FALSO : A diferencia de los compuestos iónicos que solo pueden ser sólidos, los compuestos covalentes se presentan en variedad de estados pudiendo encontrarse como sólidos, líquidos o gases.

II. FALSO : Por lo general las moléculas de los compuestos covalentes son apolares, por lo que son insolubles en el agua el cual como sabemos es un disolvente polar.

III. VERDADERO : La variedad llamado covalente apolar (sin polos) se presenta cuando los átomos unidos son del mismo elemento, es el caso de las moléculas homoatómicas como H_2, O_2, P_4, S_9. etc.

∴ CLAVE: C

PROBLEMA 11 Para las siguientes especies covalentes, luego de desarrollar sus estructuras lewis, indicar cuantos de ellos presentan su átomo central el cual no cumple con la regla del octeto:

$$HClO \ ; \ BF_3 \ ; \ H_2SO_4 \ ; \ AlCl_3$$

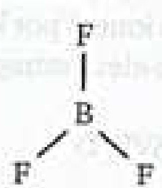
A) 1 B) 2 C) 3
D) 4 E) 5

Resolución: Sabemos que en las especies covalentes los átomos se unen por compartición de electrones, teniendo en cuenta la ubicación de dichos elementos en la tabla periódica y aplicando las reglas prácticas para desarrollar estructuras lewis indicados en la parte teórica, tenemos:

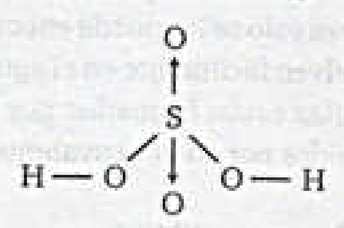
- HClO: hidrógeno (IA), cloro (VIIA) y oxígeno (VIA):

$$H - O - \ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}:$$

- BF_3: boro (IIIA) y flúor (VIIA):



- H_2SO_4: hidrógeno (IA), azufre (VIA) y oxígeno (VIA):



- $AlCl_3$: aluminio (IIIA) y cloro (VIIA):



Los átomos centrales son respectivamente Cl, B, S y Al, se observa que el boro y el aluminio presentan solo 6 electrones de valencia por lo que no cumple con la regla del octeto.

∴ CLAVE: B

PROBLEMA 12 Respecto a las afirmaciones siguientes, indicar lo incorrecto:

I. El enlace dativo o coordinado, se produce cuando uno solo de los átomos aporta los electrones, formándose iones de cargas opuestas.

II. Los enlaces tipo pi (π) solo se presentan dentro de los enlaces múltiples.

III. En los enlaces polares, el polo negativo esta orientado hacia el átomo más electronegativo.

A) Sólo I B) Sólo II C) Sólo III
D) I y II E) II y III

Resolución:

I. INCORRECTO : El enlace dativo es un tipo de enlace covalente por lo que en su formación no interviene iones sino átomos neutros.

II. CORRECTO : Los enlaces tipo pi (π) se presentan solo dentro de los enlaces doble y triple los cuales se denominan enlaces múltiples, sus cantidades son:

$$A \underset{\pi}{\overset{\sigma}{=\!=}} B \qquad A \underset{\pi}{\overset{\pi}{\equiv}} B \ (\sigma \text{ en medio})$$

III. CORRECTO : En los enlaces covalentes polares el polo negativo esta orientado hacia el átomo más electronegativo, ya que es este el que atrae hacia sí al par electrónico compartido con mayor fuerza.

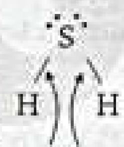
∴ CLAVE: A

PROBLEMA 13 Cuando los átomos de los elementos comparten electrones, forman los enlaces covalentes de la molécula de un elemento o un compuesto. Respecto del sulfuro de hidrógeno (H_2S), se puede afirmar que presenta. Datos: **ADMISIÓN UNMSM 2017 - II**

Elemento	H	S
Número atómico	1	16
Electronegatividad	2,1	2,5

A) dos enlaces covalentes coordinados.
B) un par de electrones solitarios.
C) dos enlaces covalentes polares.
D) dos enlaces covalentes no polares.
E) un enlace covalente coordinado.

Resolución: Sea la representación de Lewis para el H_2S :



Enlaces covalentes
Polares

Analizando las proposiciones:

A) FALSA : La molécula no presenta enlaces covalentes coordinados.
B) FALSA : La molécula presenta dos pares de electrones no enlazantes (pares solitarios).
C) VERDADERA : Los dos enlaces S – H (Δ E. N. = 0) son covalentes polares.
D) FALSA : Los enlaces S – H son polares, se cumple que la Δ E. N. > 0.
E) FALSA : La molécula no tiene enlaces coordinados.

∴ CLAVE: C

PROBLEMA 14 El ácido acético; CH_3COOH, es un ácido orgánico que forma parte del vinagre, luego de desarrollar su estructura lewis, indicar el número de enlaces polares y apolares que posee.

A) 1 y 5 B) 2 y 6 C) 4 y 3
D) 6 y 1 E) 5 y 2

Resolución: Considerando los grupos al cual pertenecen los elementos involucrados: carbono (IVA), oxígeno (VIA) e hidrógeno (IA), la estructura del compuesto es:

```
      H   :O:
      |   ||    ..
H  —  C — C — O — H
      |       ..
      H
```

Se observa la presencia de:

- Un enlace apolar (átomos iguales): C – C
- 6 enlaces polares (átomos diferentes):
  C – H, C = O, C – O y O – H

∴ CLAVE: D

PROBLEMA 15 El tolueno es un hidrocarburo (compuesto formado por carbono e hidrógeno) aromático líquido muy empleado como disolvente orgánico, su representación topológica es:

CH_3 (unido a un anillo bencénico)

Luego de desarrollar su estructura lewis, indicar el número de enlaces tipo sigma (σ) y pi (π) presentes.

A) 15 y 3 B) 12 y 6 C) 10 y 8
D) 14 y 4 E) 13 y 5

Resolución: Como el compuesto posee solo carbono e hidrógeno, además sabemos que el carbono puede formar 4 enlaces mientras que el hidrógeno solo uno, su estructura desarrollada es:



```
          H
          |
      H — C — H
          |
   H      C      H
    \   //  \   /
      C       C
      |       ||
      C       C
    /   \\  /   \
   H      C      H
          |
          H
```

Se observa la presencia de:

- 3 enlaces dobles: 3 (1π y 1σ)
- 12 enlace simples: 12σ

Por lo tanto en total se cuentan 15 enlaces tipo sigma (σ) y 3 enlaces tipo pi (π).

$\therefore$ CLAVE: A

PROBLEMA 16 De la lista de enlaces indicados a continuación, ordenar de forma creciente a su polaridad.

I. H – S
II. H – Se
III. H – O
IV. H – Te

A) I, II, III, IV
B) II, I, IV, III
C) III, II, I, IV
D) I, IV, II, III
E) IV, II, I, III

Resolución: Como sabemos la polaridad de los enlaces es proporcional a la diferencia de electronegatividad (ΔEN) en los átomos involucrados.

Para el problema tenemos un átomo en común que es el hidrógeno, por lo tanto la polaridad depende de la electronegatividad del otro elemento (anfígeno), los cuales cumplen:

E.N.: O > S > Se > Te

Por lo que se cumple el orden creciente (menor a mayor de la polaridad:

IV, II, I, III

El enlace H – O es el más polar.

$\therefore$ CLAVE: E

PROBLEMA 17 Los oxianiones, son iones complejos que por lo general se originan a partir de ácidos oxácidos los cuales son compuestos covalentes que han perdido uno o más átomos de hidrógeno por ruptura heterolítica. Indicar las estructuras lewis de los oxianiones: NO_3^{-1} y CO_3^{-2} e indicar como respuesta el número de enlaces dativos

A) 1 y 0
B) 2 y 1
C) 1 y 3
D) 2 y 0
E) 3 y 1

Resolución: Los oxianiones citados provienen de los oxácidos: HNO_3, H_2CO_3, sus estructuras lewis son:

$$H - O - N(=O)(\rightarrow O) \longrightarrow \left[O - N(=O)(\rightarrow O) \right]^{-1}$$

Ruptura heterolítica, el átomo más electronegativo se queda con los electrones.

$$H - O - C(=O) - O - H \longrightarrow \left[O - C(=O) - O \right]$$

∴ CLAVE:

PROBLEMA 18 En base a la información anterior, indicar las estructuras lewis de los siguientes compuestos iónicos y dar como respuesta el número de electrones transferidos:

Na_2SO_4 ; $KClO_4$

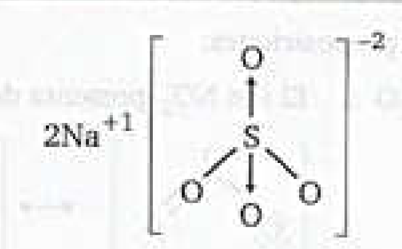
A) 1 B) 2 C) 3
D) 4 E) 5

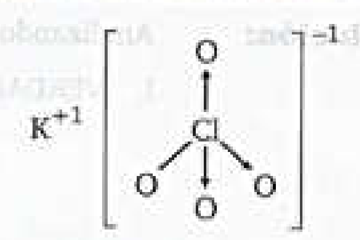
Resolución: Los oxianiones presentes $(SO_4^{-2}$ y $ClO_4^{-1})$ proviene de los oxácidos H_2SO_4 y $HClO_4$, por lo que sus estructuras son:

$$H - O - S(\rightarrow O)(\rightarrow O) - O - H \longrightarrow \left[O - S(\rightarrow O)(\rightarrow O) - O \right]^{-2}$$

$$H - O - Cl(\rightarrow O)(\rightarrow O)(\rightarrow O) \longrightarrow \left[O - Cl(\rightarrow O)(\rightarrow O)(\rightarrow O) \right]^{-2}$$

Además los metales sodio y potasio pertenecen al grupo IA, por lo que forman cationes monovalentes, las estructuras lewis de los compuestos pedidos son:





∴ CLAVE: C

PROBLEMA 19 Sobre el enlace metálico, indicar verdadero (V) o falso (F):

I. Se produce un equilibrio eléctrico entre cationes y electrones.
II. Explica el porque los metales son buenos conductores de la electricidad.
III. Por participar metales en su formación, este enlace es del tipo iónico.

A) VVF B) FVF C) FFV
D) VFF E) VFV

Resolución:

I. VERDADERO : Se sabe que no es un enlace químico propiamente dicho ya que las especies unidas no son átomos ni moléculas, se produce atracción eléctrica entre cationes y electrones libres.

II. VERDADERO : Dichos electrones libres que provienen de los átomos metálicos debido a su tendencia a perderlos, poseen movilidad de ahí que los metales sean buenos conductores eléctricos.

III. FALSO : Se considera como un tercer tipo de enlace interatómico, diferente al iónico y covalente.

∴ CLAVE: A

PROBLEMA 20 Los iones nitrito (NO_2^-) y nitrilo (NO_2^+) tienen las siguientes estructuras de Lewis:

$$[:\ddot{O}-N=\ddot{O}]^- \qquad [\ddot{O}=N=\ddot{O}]^+$$

$$NO_2^- \qquad NO_2^+$$

Indique la secuencia correcta después de determinar si la proposición es verdadera (V) o falsa (F):

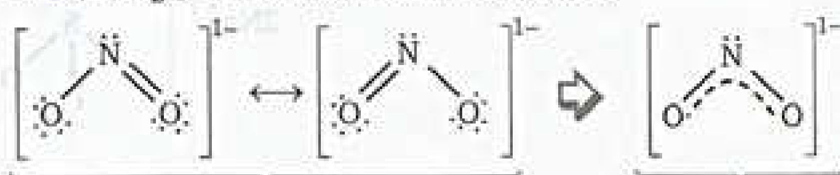
I. El NO_2^- tiene 2 formas resonantes que aportan estabilidad.
II. El NO_2^+ no presenta resonancia.
III. El enlace nitrógeno – oxígeno tiene la misma longitud de enlace en ambas especies.

ADMISIÓN UNI 2017 - I

A) VVV B) VVF C) VFF
D) VFV E) FFF

Resolución: Analizando las proposiciones:

I. VERDADERO : El ión NO_2^- presenta dos formas resonantes.



II. VERDADERO : El ión nitrilo (NO_2^+), mal llamado así porque su nombre correcto es ión nitronio, no presenta resonancia.

III. FALSO : El enlace de resonancia N – O tiene una longitud mayor que un enlace doble.

∴ CLAVE: B

PROBLEMAS PROPUESTOS

1. En relación a los enlaces químicos, indicar lo correcto:

I. Son fuerzas de atracción de naturaleza eléctrica que solo mantiene unidos a los átomos.

II. Durante su formación se absorbe energía lo que indica que las especies producidas son más estables.

III. El más intenso a nivel atómico es el iónico.

A) Sólo I B) I y II C) Sólo II
D) II y III E) Sólo III

2. Respecto a las afirmaciones sobre los enlaces químicos, indicar verdadero (V) o falso (F):

I. La formación de un enlace involucra un fenómeno químico, ya que se obtienen nuevas sustancias.

II. Corresponde a un proceso exotérmico.

III. Son responsables de su formación los electrones de las capas externas.

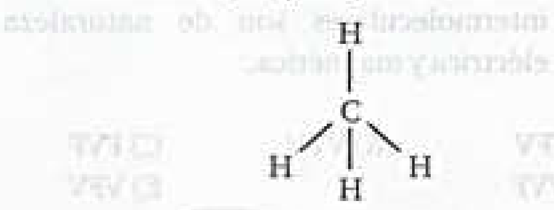
A) VVV B) FVF C) FFV
D) FVF E) VVF

3. Se sabe que durante la formación de una molécula de gas propano (C_3H_8), se libero una energía total equivalente a 3986 kJ/mol. Hallar la energía de enlace C–C, usando como dato la energía de enlace del problema anterior y además sabiendo que la estructura lewis del propano es:

```
     H   H   H
     |   |   |
H —  C — C — C — H
     |   |   |
     H   H   H
```

A) 245 kJ/mol B) 453 kJ/mol
C) 158 kJ/mol
D) 333 kJ/mol E) 345 kJ/mol

4. Teniendo en cuenta que la energía de enlace C – H es de 412 kJ/mol. Hallar la energía liberada en la formación de una molécula de metano (CH_4) cuya estructura es:



A) 2 484 kJ/mol B) 1 235 kJ/mol
C) 1 648 kJ/mol
D) 1 020 kJ/mol E) 412 kJ/mol

5. Hallar la energía total que debe absorber una molécula de etano (C_2H_6) para disociar o romper todos sus enlaces químicos (usar como dato las energías de enlace del problema anterior).

A) 4 577 kJ/mol B) 2 817 kJ/mol
C) 4 443 kJ/mol
D) 3 162 kJ/mol E) 3 145 kJ/mol

6. En relación a los tipos de enlace químico, indicar lo correcto:

I. Las fuerzas London son del tipo interatómico.

II. A nivel atómico, solo se pueden unir átomos neutros.

III. El enlace metálico se presenta en todos los metales y sus aleaciones.

A) Sólo I B) Sólo II C) Sólo III
D) I y III E) II y III

7. De las listas de especies indicadas a continuación en cuántos de ellos es de esperar que posean enlaces iónicos y cuántos enlace covalente entre sus átomos: KNO_3, HBr, FeO. H_3PO_4, S_8, $BeCl_2$.

A) 2 y 4 B) 3 y 3 C) 5 y 1
D) 4 y 2 E) 1 y 5

8. Sobre las proposiciones siguientes, indicar verdadero (V) falso (F):
I. El enlace covalente mantiene unido a las moléculas en los sólidos y líquidos.
II. En el enlace metálico se mantienen unidos iones de cargas opuestas.
III. Tanto los enlaces interatómicos como intermoleculares son de naturaleza eléctrica y magnética.

A) FFV B) VVV C) FVF
D) VVF E) VFV

9. ¿A qué se denomina electrones de valencia?

A) A los electrones del primer nivel de energía.
B) A los electrones de los orbitales llenos.
C) A los electrones de los subniveles tipo "f".
D) A los electrones de las capas externas de los átomos.
E) A los electrones que se encuentran rotando en sentido antihorario sobre sus ejes.

10. ¿Qué establece la regla del octeto?

A) Qué todos los átomos para que sean estables necesitan ganar 8 electrones.
B) Que al formar un enlace un átomo puede perder 8 electrones.
C) Que su primer nivel de energía debe poseer 8 electrones.
D) Que debe adquirir la configuración electrónica del gas noble helio.
E) Que los átomos pueden ganar, perder o compartir electrones para adquirir 8 en su capa de valencia.

11. Respecto al enlace iónico, indicar lo correcto:
I. Este enlace se produce entre iones de cargas opuestas los cuales se atraen debido a la fuerza electrostática.
II. Por lo general los iones de cargas opuestas proviene a partir de un metal por interacción con un no metal.
III. Se produce compartición de electrones.

A) Sólo I B) I y II C) Sólo II
D) Sólo III E) II y III

12. Sobre las propiedades de los compuestos iónicos, indicar verdadero (V) o falso (F):
I. A condiciones ambientales se encuentran formando sólidos cristalinos.
II. La mayoría de ellos son solubles en agua y otros solventes polares, en este estado conducen la electricidad.
III. Son compuestos iónicos: $CaCl_2$, NH_4Cl, $AlCl_3$.

A) VVF B) VVV C) FVF
D) FFV E) FFF

13. En relación a las siguientes proposiciones sobre el enlace iónico y sus compuestos, indicar lo correcto:
I. No poseen moléculas, sus compuestos se representan mediante unidades fórmula.
II. Los sólidos iónicos poseen altas temperaturas de fusión.
III. Dentro del cristal iónico, los iones se atraen de forma poli direccional.

A) Sólo I B) Sólo II C) I y II
D) I, II y III E) Sólo III

14. A continuación se indican las fórmulas de tres compuestos iónicos: CaS, KI, $MgCl_2$. Hallar la cantidad total de electrones transferidos durante su formación.

A) 5 B) 6 C) 3
D) 8 E) 4

15. Para los compuestos iónicos siguientes: $MgCO_3$, $KBrO_4$ y $Al_2(SO_4)_3$. Hallar la cantidad total de electrones transferidos en su formación.

A) 8 B) 10 C) 9
D) 6 E) 12

A todo el público en general:

El Proyecto Modo Scan+100 2.0, nace de una idea del
Team Calapenshko,
el cual es difundir todo aquel texto inédito que no esté circulando en la red.

Nuestro Grupo Calapenshko hace el mejor esfuerzo para digitalizar este libro, y así usted estimado lector pueda obtener la mejor experiencia que toda persona desea al abrir un libro.

Este proyecto llega gracias a las **donaciones que se pudo obtener de 100 personas** comprometidas con el proyecto **MODO SCAN+100 2.0**.

Este libro no debe ser prostituito monetariamente, este libro no debe ser coleccionado, este libro debe ser destruido analíticamente, así que te invito a leerlo.

No pagues por este libro de **circulación gratuita**,
búscalo en la red.

Atentamente, el GRUPO CALAPENSHKO

02 de setiembre del 2020



16. De la siguiente lista de compuestos iónicos: $NaClO$, SrO, Li_2S, Cs_2O, NH_4Cl. ¿Cuántos presentan internamente solo enlace iónico?

A) 1 B) 2 C) 3
D) 4 E) 5

17. Para los siguientes compuestos iónicos de las alternativas, indicar aquel que posea mayor fuerza de enlace o carácter iónico.

A) NaF B) KF C) LiF
D) CsF E) RbF

18. Si un elemento metálico del grupo IA se enlaza con otro no metálico del grupo VA se forma un enlace iónico. ¿Cuántos electrones en total se transfieren?

A) 6 B) 2 C) 3
D) 4 E) 5

19. Cierto metal "X" (Z = 19) se enlaza con un no metal "Y" (Z = 16), se forma un enlace iónico. ¿Cuántos electrones se transfieren durante su formación?

A) 1 B) 2 C) 3
D) 4 E) 5

20. Indicar la estructura lewis correcta de un compuesto iónico producido de la unión del metal "A" (Z = 20) con un no metal "B" (Z = 35).

A) $A^{+1}\left[:\underset{\bullet\bullet}{\overset{\bullet\bullet}{B}}:\right]^{-1}$

B) $A^{+2}\left[:\underset{\bullet\bullet}{\overset{\bullet\bullet}{B}}:\right]^{-2}$

C) $2A^{+1}\left[:\underset{\bullet\bullet}{\overset{\bullet\bullet}{B}}:\right]^{-2}$

D) $A^{+2}2\left[:\underset{\bullet\bullet}{\overset{\bullet\bullet}{B}}:\right]^{-1}$

E) $3A^{+1}\left[:\underset{\bullet\bullet}{\overset{\bullet\bullet}{B}}:\right]^{-3}$

21. Indicar la estructura lewis correcta para un compuesto iónico que se forma por la unión de los elementos: A (Z = 11) y B (Z = 7).

A) $A^{+1}\left[:\underset{\bullet\bullet}{\overset{\bullet\bullet}{B}}:\right]^{-1}$

B) $A^{+2}\left[:\underset{\bullet\bullet}{\overset{\bullet\bullet}{B}}:\right]^{-2}$

C) $2A^{+1}\left[:\underset{\bullet\bullet}{\overset{\bullet\bullet}{B}}:\right]^{-2}$

D) $A^{+2}2\left[:\underset{\bullet\bullet}{\overset{\bullet\bullet}{B}}:\right]^{-1}$

E) $3A^{+1}\left[:\underset{\bullet\bullet}{\overset{\bullet\bullet}{B}}:\right]^{-3}$

22. Se sabe que la temperatura de fusión de los compuestos iónicos es proporcional a la diferencia de electronegatividad (ΔEN) de los átomos unidos, para los compuestos siguientes, ordenar de forma creciente respecto a sus puntos de fusión:

I. CaO II. CaSe III. CaS

A) II, III, I B) I, II, III C) II, I, III
D) III, II, I E) III, I, II

23. A continuación, indicamos el siguiente compuesto iónico y sus respectivos puntos de fusión. ¿En cual de ellos es más intenso la atracción electrostática?

A) KCl: 772°C B) NaI: 662°C
C) NaCl: 801°C
D) KBr: 735°C E) KI: 680°C

24. Se produce un enlace químico entre los siguientes elementos: X(Z=37) y Y(Z=34), indicar verdadero (V) o falso (F):

I. El enlace formado es covalente.
II. Corresponde a un enlace iónico, donde se transfieren 2 electrones.
III. La unidad fórmula del compuesto formado es: X_2Y.

A) FVV B) VVV C) VFV
D) VFF E) FFF

25. Respecto al hidróxido de sodio: NaOH, indicar lo correcto:

I. Se trata de un compuesto iónico, donde el anión es el ion hidroxilo: OH^{-1}.
II. En su formación se produjo la transferencia de un electrón por parte del sodio.
III. Internamente además de presentar enlace iónico, también posee enlaces covalente (en el anión).

A) Sólo I B) I y II C) Sólo II
D) I, II y III E) Sólo III

26. En relación al enlace covalente, indicar lo correcto:

I. Por lo general se presenta entre elementos no metálicos por compartición de electrones.
II. La atracción que experimentan los átomos es del tipo electrostática.
III. Forman unidades independientes llamadas moléculas.

A) Sólo I B) I y II C) Sólo II
D) Sólo III E) I y III

27. Sobre los tipos de enlace covalente, indicar verdadero (V) o falso (F):

I. Los enlaces tipo pi (π) se presentan dentro de los enlaces simples y dativos.
II. La estabilidad de los enlaces tipo sigma (σ) es mayor que los enlaces tipo pi (π)
III. En la molécula del ozono (O_3) están presentes dos enlaces apolares.

A) FVV B) FFV C) FFF
D) VVV E) VVF

28. De la lista de especies covalentes: P_2O_5, NF_3, H_2Se, $BeCl_2$ y BCl_3. ¿Cuántos poseen átomos centrales que no cumplen con la regla del octeto?

A) 1 B) 2 C) 3
D) 4 E) 5

29. Respecto a las propiedades de los compuestos covalentes, indicar verdadero (V) o falso (F):

I. Debido a su baja intensidad, las especies covalentes se presentan en la naturaleza solo en forma gaseosa.
II. Cuando ambos átomos que van a enlazarse aportan los electrones a compartirse, el enlace se denomina dativo.
III. Un enlace covalente es polar si los átomos unidos son de elementos diferentes.

A) VVV B) VFV C) FFV
D) VVF E) FVF

30. De la siguiente lista de enlaces covalentes. ¿Cuál de ellos presenta mayor polaridad?

A) F – F B) H – F C) H – Cl
D) H – I E) H – Br

31. Respecto al enlace producido entre los elementos cloro (EN = 3,16) e hidrógeno (EN = 2,20), indicar lo correcto:

I. Se unen mediante un enlace simple.
II. Forman un enlace polar, donde el polo negativo esta orientado hacia átomo de hidrógeno.
III. Dicho enlace es mas polar que el enlace entre el carbono (EN = 2,55) y el cloro.

A) Sólo I B) I y III C) Sólo II
D) II y III E) Sólo III

32. Luego de desarrollar la estructura lewis del siguiente compuesto orgánico llamado ácido propanoico: $CH_3 - CH_2 - COOH$, indicar el número de enlaces polares y apolares presentes.

A) 8 y 2 B) 4 y 6 C) 5 y 5
D) 2 y 8 E) 6 y 4

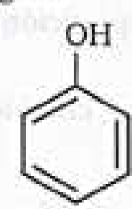
33. Considerando la estructura del compuesto del problema anterior, indicar el número de enlaces tipo sigma (σ) y tipo pi (π) presentes.

A) 10 y 1 B) 1 y 10 C) 6 y 5
D) 5 y 6 E) 4 y 7

34. Hallar la cantidad total de enlaces tipo sigma (σ) y tipo pi (π) para los compuestos: acetileno C_2H_2 y etileno C_2H_4.

A) 8 y 5 B) 3 y 8 C) 5 y 8
D) 8 y 3 E) 4 y 7

35. El fenol o ácido fenico es un hidrocarburo aromático que presenta la siguiente fórmula topológica:



Indicar el número de enlaces tipo pi (π) y sigma (σ) que se encuentran presentes:

A) 3 y 13 B) 3 y 8 C) 3 y 10
D) 3 y 12 E) 3 y 6

36. La estructura lewis desarrollada del ácido acetilsalicílico comúnmente llamado aspirina es:

```
        H           H
         \         /        ·O·
          C ═══ C           ||
         /       \          ||
H — C              C — C — Ö — H
        \\       //           ··
          C — C             H
         /       \          |
        H          Ö — C — C — H
                   ··  ||   |
                       ·O·  H
```

Indicar el número de enlaces tipo (π) y sigma (σ) presentes:

A) 5 y 21 B) 5 y 31 C) 5 y 18
D) 5 y 20 E) 5 y 27

37. Para la estructura del compuesto anterior, indicar cuantos enlaces apolares y polares se encuentran presentes respectivamente.

A) 7 y 7 B) 7 y 8 C) 7 y 6
D) 7 y 10 E) 8 y 13

38. De las siguientes especies covalentes de las alternativas. ¿Cuál de ellos presenta solo enlaces simples?

A) CO_2 B) HCN C) PCl_3
D) O_3 E) HNO_3

39. De los compuestos covalentes indicados en las alternativas. ¿Cuál de ellos presenta un enlace múltiple?

A) HIO_4 B) AsH_3 C) CH_4
D) N_2O_5 E) N_2H_2

40. A continuación se indican 5 compuestos covalentes en las alternativas. ¿Cuál de ellos presenta mayor número de pares electrónicos no enlazantes?

A) HF B) H_2O C) NH_3
D) CCl_4 E) HIO

41. De los siguientes compuestos indicados en las alternativas. ¿Cuál de ellos presenta mayor número de enlaces dativos?

A) H_3PO_4 B) HIO_4 C) SO_3
D) H_2SO_4 E) SeO_2

42. El ión amonio (NH_4^{+1}) es una especie covalente ionizada. ¿Cuántos enlaces normales y dativos presenta?

A) 3 y 1 B) 1 y 3 C) 2 y 2
D) 4 y 0 E) 0 y 4

43. El ión bromato (BrO_3^{-1}) se encuentra presente el algunas sales las cuales se emplean en la industria panificadora, aunque es considerado cancerígeno, luego de desarrollar su estructura lewis, indicar el número de enlaces normales y dativos presentes.

A) 3 y 2 B) 2 y 3 C) 1 y 3
D) 3 y 1 E) 1 y 2

44. Respecto al fenómeno de resonancia, indicar verdadero (V) o falso (F):

I. Se produce debido a la deslocalización de los electrones tipo pi (π).
II. Explica por que las especies que lo presentan poseen mayor estabilidad que la que se predice teóricamente.
III. Lo presentan todos los compuestos con enlaces múltiples.

A) VVV B) FVF C) FVV
D) FFF E) VVF

45. A continuación indicamos la estructura llewis del ozono (O_3) y el ión nitrato (NO_3^{-1}):

O = Ö — O

$\left[O — N(=O) — O \right]^{-1}$

¿Cuántas estructuras resonantes presentaran en total?

A) 4 B) 3 C) 5
D) 6 E) 8

46. De la siguiente lista de especies covalentes. ¿Cuál de ellas presenta resonancia?

A) C_2H_2 B) H_2CO_3 C) PH_3
D) SO_2 E) H_2Se

47. De la siguiente lista de especies covalentes. ¿Cuál de ellos presenta mayor número de estructura resonante?

A) CO_3^{-2} B) SO C) HNO_3
D) SO_2 E) O_3

48. Respecto al enlace metálico, indicar verdadero (V) o falso (F):

I. Se encuentra presente solo en los metales puros.
II. Existe compartición de electrones entre metales.
III. Explica la conducción eléctrica y térmica.

A) VVV B) VFV C) VFF
D) FFV E) FVF

49. No es una característica de los metales definido por el enlace metálico.

I. Facilidad para moldearse (estirarse y laminarse).
II. Brillo característico y alto punto de fusión.
III. Baja conducción eléctrica en estado sólido.

A) Sólo I B) I y II C) Sólo II
D) II y III E) Solo III

50. A continuación se produce las siguientes aleaciones metálicas. ¿En que caso es de esperarse que el enlace metálico sea más intenso?

A) Li y K B) Na y Ca C) Ca y Al
D) K y Mg E) Rb y Cs



Geometría y Fuerzas Intermoleculares

OBJETIVOS

- Ser capaz de explicar y predecir la geometría molecular en base a la teoría de electrones de valencia (TEV), concepto de hibridación y la teoría de repulsión de pares de electrones en la capa de valencia (TRPECV).
- Entender la formación de los enlaces sigma y pi en base a los orbitales moleculares y saber diferenciarlos
- Comprender los diferentes tipos de enlaces intermoleculares según el tipo de molécula (polar y apolar), y ser capaz de explicar las propiedades físicas (temperatura de ebullición, temperatura de fusión, densidad, etc) en base a la intensidad de las fuerzas intermoleculares.

HIELO, agua en estado sólido. Ciertas formas congeladas de otras sustancias como el dióxido de carbono, también se conoce como hielo. El hielo es incoloro y transparente y cristaliza en el sistema hexagonal. Su punto de fusión es de 0 °C; el hielo solo se forma si el agua está turbia o contaminada con polvo u otros objetos.

Una propiedad importante del hielo es que se expande al solidificarse. A 0 °C tiene una densidad relativa de 0,9168 comparada con la densidad 0,9998 g/cm^3 del agua a la misma temperatura. Como resultado, el hielo flota en el agua. Debido a que el agua se expande al solidificarse, un aumento de la presión tiende a transformar el hielo en agua, y por lo tanto a descender el punto de fusión del hielo. Este efecto no es muy marcado para los aumentos ordinarios de presión. Por ejemplo, a una presión 100 veces la presión atmosférica normal, el punto de fusión del hielo es sólo 1 °C menor que a una presión normal. A presiones más altas, sin embargo, se forman varias modificaciones alotrópicas o alótropos (diferentes formas de un elemento existentes en el mismo estado físico) del hielo. Estas formas se designan como Hielo II, Hielo III, Hielo V, Hielo VI y Hielo VII. El hielo ordinario es el Hielo I. Esos alótropos son más densos que el agua y sus puntos de fusión aumentan al aumentar la presión. A unas 6.000 atmósferas, el punto de fusión vuelve a ser de 0 °C, y a una presión de 20.000 atmósferas, el punto de fusión se eleva por encima de los 80 °C.

La expansión del agua al solidificarse tiene efectos geológicos importantes. El agua que se introduce en las grietas diminutas de las rocas de la superficie terrestre crea una enorme cantidad de presión al solidificarse, y parte o rompe las rocas. Esta acción del hielo desempeña un papel importante en la erosión.

Estas propiedades de solidificación del agua explican la forma en que se congelan las masas de agua al aire libre. Cuando la temperatura de la superficie de una masa de agua al aire libre desciende hasta el punto de solidificación, el agua de la superficie se hace más densa, y por lo tanto se hunde, siendo reemplazada por agua más caliente que está debajo. Con el tiempo, toda la masa de agua alcanza una temperatura uniforme de 4,0 °C, el punto en que el agua tiene su densidad máxima. Si el agua sigue enfriándose, su densidad disminuye, y acaba por formarse hielo en la superficie. Debido a estas diferencias de densidad, las masas de agua se solidifican desde arriba hacia abajo, y no al contrario.

GEOMETRÍA Y FUERZAS INTERMOLECULARES

INTRODUCCIÓN

En el capitulo anterior vimos que la estructura de Lewis nos ayudan a entender la composición de las moléculas y sus enlaces covalente. Sin embargo, no muestran uno de los aspectos más importantes de las moléculas: su forma tridimensional. La forma y el tamaño de las moléculas dependen del ángulo y la distancia entre los núcleos de sus átomos correspondientes.

El tamaño y la forma de una molécula de una sustancia dada, junto con la fuerza y la polaridad de sus enlaces, determinan en buena medida las propiedades de esa sustancia. Algunos de los ejemplos más impresionantes de la importancia del tamaño y la forma se observan en las reacciones bioquímicas. Por ejemplo, un cambio pequeño en el tamaño o la forma de una molécula medicinal puede aumentar su eficacia o reducir sus efectos secundarios.

MOLÉCULA

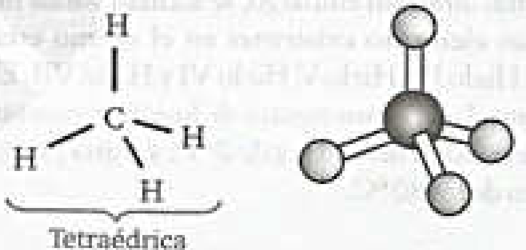
Partícula discreta con una cantidad determinada y fija de átomos covalentemente enlazados.

Ejemplo: Cloro (Cl_2), Agua (H_2O), Propano (C_3H_8)

GEOMETRÍA MOLECULAR

Es la distribución tridimensional de los átomos de una molécula. La geometría de una molécula influye en sus propiedades físicas y químicas.

Ejemplo: El CH_4, contiene cuatro pares enlazantes, en la distribución mas estable, los 4 átomos del hidrogeno se dirigen hacia los vértices de un tetraedro regular con el carbono en el centro del tetraedro.



Tetraédrica

Para comprender la geometría molecular, estructura electrónica y los enlaces, la mecánica cuántica proporciona dos teorías: la teoría de enlace valencia y la teoría de orbitales moleculares. Se diferencian uno del otro en diferentes suposiciones y simplificaciones que hacen.

NOTA

En algunos átomos no hay suficiente cantidad de orbitales desapareados, entonces es necesario recurrir al **concepto de hibridación** de orbitales atómicos.

Para analizar mejor la teoría de enlace valencia, veamos el concepto de **hibridación**.

HIBRIDACIÓN (Hibridización)

Cuando se trata de explicar la distribución espacial de 2 o mas enlaces de una molécula, la teoría de enlace valencia plantea un proceso matemático que se llama hibridización o hibridación, el cual consiste en la combinación de 2 ó mas orbitales atómicos o combinación lineal de funciones de onda, para obtener orbitales híbridos (o función de onda) los cuales poseen la misma forma, la misma energía relativa e igual estabilidad.

La hibridación se efectúa entre los orbitales de los subniveles que pertenecen a un mismo nivel energético.

Ejemplo: En el átomo de carbono.

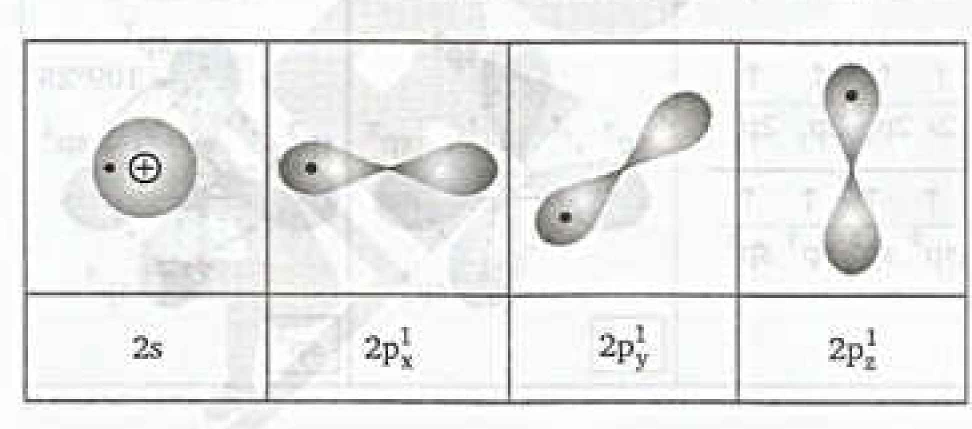
$_6C$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^4$ configuración normal

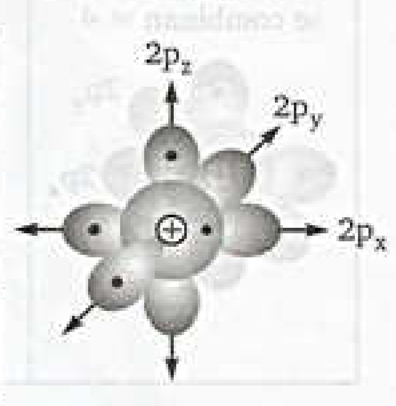
: $1s^2\ 2s^2\ 2p_x^1\ 2p_y^1\ 2p_z^0$ por orbitales } Estado basal

$_6C^*$: $\underset{1s}{\uparrow\downarrow}\ \underset{2s}{\uparrow}\ \underset{2p_x}{\uparrow}\ \underset{2p_y}{\uparrow}\ \underset{2p_z}{\uparrow}$ excitado } Estado de transición

: $\underset{1s}{\uparrow\downarrow}\ 2\underset{sp^3}{\uparrow}\ 2\underset{sp^3}{\uparrow}\ 2\underset{sp^3}{\uparrow}\ 2\underset{sp^3}{\uparrow}$ hibridizado } Estado hibridizado

Gráfica de los orbítales inestables (excitados) del carbono





Orbitales Puros			Orbitales Híbridas
s	p	d	
1	1	0	2 orbitales híbridos sp
1	2	0	3 orbitales híbridos sp^2
1	3	0	4 orbitales híbridos sp^3
1	3	1	5 orbitales híbridos sp^3d^1
1	3	2	6 orbitales híbridos sp^3d^2

ORBITALES HÍBRIDOS DEL CARBONO

Orbitales Atómicos puros del átomo central	Hibridización del Átomo central	Número de orbitales híbridos	Forma de los orbitales híbridos
# de orbitales que se combinan = 2 2s, $2p_x$	Hibridación sp ↑ 2s ↑ $2p_x$ ↑ $2p_y$ ↑ $2p_z$ ↑ sp^1 ↑ sp^1 ↑ $2p_y$ ↑ $2p_z$	2 orbitales híbridos $2p_z$, $2p_y$, sp, sp	Lineal 180° sp, sp
# de orbitales que se combinan = 3 $2p_y$, $2p_x$, 2s	Hibridación sp^2 ↑ 2s ↑ $2p_x$ ↑ $2p_y$ ↑ $2p_z$ ↑ sp^2 ↑ sp^2 ↑ sp^2 ↑ $2p_z$	3 orbitales híbridos sp^2, $2p_z$, sp^2, sp^2	Triangular sp^2, 120°, sp^2, sp^2
# de orbitales que se combinan = 4 $2p_y$, $2p_x$, 2s	Hibridación sp^3 ↑ 2s ↑ $2p_x$ ↑ $2p_y$ ↑ $2p_z$ ↑ sp^3 ↑ sp^3 ↑ sp^3 ↑ sp^3	4 orbitales híbridos sp^3, sp^3, sp^3, sp^3 sp^3	Tetraédrica sp^3, 109°28', sp^3, sp^3, sp^3 sp^3

NOTA

- La hibridizacion no se aplica a átomos aislados, es un modelo teórico que se utiliza para explicar el enlace covalente en su mayor estabilidad.
- La hibridización es la combinación de por lo menos dos orbitales atómicos no equivalentes.
- El número de orbitales híbridos generados es igual al número total de orbitales atómicos puros que participan en la combinación.
- Con los orbitales híbridos es posible explicar la geometría molecular.
- Los orbitales híbridos presentan igual forma pero diferente orientación espacial.

TIPO DE ORBITALES HÍBRIDOS EN EL CASO DE ENLACES SIMPLES DEL ÁTOMO CENTRAL

Nº Pares de electrones del átomo central	Tipo de híbrido	Geometría molecular		Ejemplos
2	sp	X—A—X (180°)	Lineal	$HgCl_2$, $BeCl_2$, BeH_2
3	sp^2	A con tres X (120°)	Triangular	BF_3 , $AlCl_3$, BCl_3
		A con un par libre y dos X	Angular	$SnCl_2$, $PbCl_2$
4	sp^3	A con cuatro X (109,5°)	Tetraédrica	CCl_4 , CH_4 , NH_4^+
		A con un par libre y tres X	Piramidal	NH_3 , H_3O^+ , PH_3
		A con dos pares libres y dos X	Angular	H_2O , H_2S

OBSERVACIÓN

La teoría de Lewis nos informa de la configuración electrónica de una molécula. En función de ello se puede explicar cualitativamente las fuerzas y las longitudes de enlace, incluso algo de la reactividad de la molécula. Sin embargo, la teoría de Lewis no nos da información sobre la geometría de la molécula que es la responsable de sus propiedades.

TEORÍA DE LA REPULSIÓN DE PARES ELECTRÓNICOS EN LA CAPA DE VALENCIA (TRPECV)

TRPECV permite predecir con bastante éxito la geometría de la molécula considerando el nº de pares de electrones que rodean el átomo central. La molécula adoptará aquella disposición espacial que minimice sus repulsiones.

Aplicación de la TRECPV:

1. Se dibuja la estructura de Lewis de la molécula.
2. Se cuenta el nº de pares de electrones enlazantes y no enlazantes que rodean al átomo central y se predice su distribución espacial de manera que las repulsiones entre los pares electrónicos sea mínima.
3. Se predicen los ángulos de enlace sabiendo que las repulsiones par libre – par libre es mayor que las repulsiones par libre – par enlazante que a su vez son mayores que las repulsiones entre pares enlazantes.

La geometría alrededor de un átomo central dado de una molécula, es aquella que hace mínima la repulsión de los pares de electrones, los usados para formar enlaces y los no usados que quedan como pares libres alrededor de cada átomo en la molécula.

Para comprender cabalmente este principio, recordemos que la estructura electrónica de moléculas en base a la configuración de octetos, necesariamente deja en libertad **pares de electrones**. Obviamente, estos **pares**, ubicados alrededor de un átomo que se considere central, deben situarse de manera que la repulsión electrostática entre dos pares, sea mínima. Así, lo primero es hacer un balance electrónico de la molécula en base a octetos, luego decidir cual átomo se considera central para luego analizar que pasa con los pares de electrones alrededor de éste. Los ejemplos de moléculas que se presentan a continuación, cubren prácticamente todas las posibilidades geométricas posibles de alcanzar.

:C̈l̈ – Be – C̈l̈:

: Be :

180°

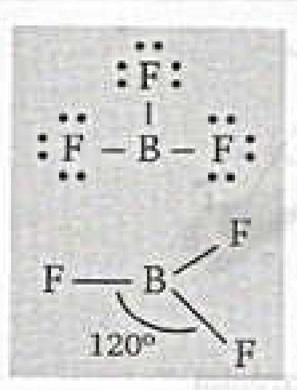
$BeCl_2$ La idea aquí es que los pares de electrones en los enlaces y los pares solitarios de un átomo, se posicionen lo más alejados posibles. Como ejemplos comencemos con la molécula $BeCl_2$ que tiene la estructura de Lewis señalada. Nótese que hay dos pares de electrones alrededor de Berilio, de modo que para que estos se encuentren lo más alejados posibles, formarán un ángulo de 180° entre sí, generando así la máxima separación entre los pares de electrones. Esto nos genera la estructura lineal para $BeCl_2$.

H – Be – H

BeH_2 Este caso es similar al anterior, es lineal, no quedan electrones libres en todos los enlaces y produce una conformación lineal.

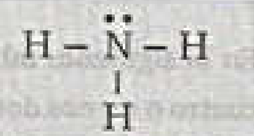
:Ö :: C :: Ö:

CO_2 Recordar que C ($1s^2 2s^2 2p^2$), contiene 4 electrones en la capa de valencia que corresponden los seleccionados en la figura, todos se comparten para formar los octetos alrededor de cada átomo, no permanecen pares de cargas libres y la molécula es lineal.



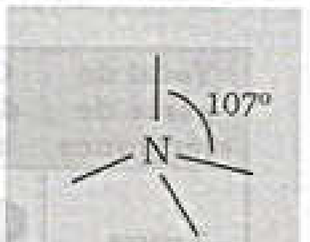
BF_3 La estructura de Lewis para esta molécula, es la que se presenta a la izquierda. Aquí el Boro no presenta pares solitarios sin ocupar y solo está rodeado por tres pares de electrones que forman enlaces. Es una molécula deficiente en electrones.

La agrupación de los Fluor a su alrededor a 120° hace mínima la repulsión, por lo que la geometría molecular es la que se muestra, plana formando 120°, un triángulo equilátero.



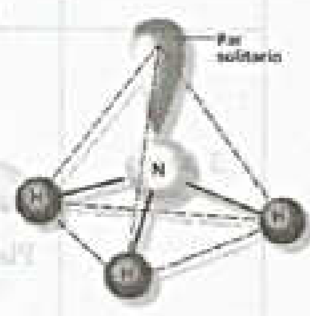
NH_3 Vamos a predecir la estructura del NH_3 mediante pasos a seguir durante el procedimiento referidos a la figura de la derecha.

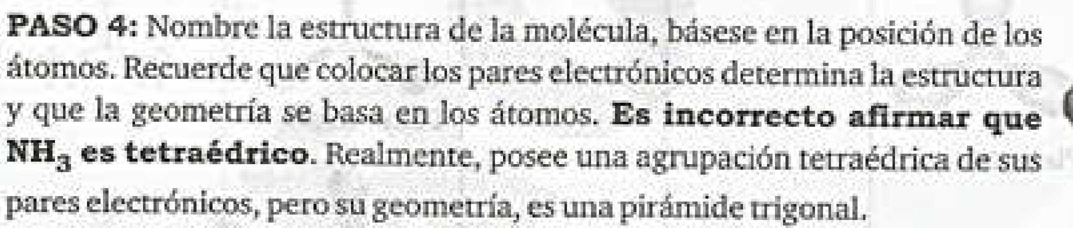
PASO 1: Escribir la estructura de Lewis (octeto). Obsérvese que nada se ha establecido aún sobre la verdadera geometría.



PASO 2: Contar los pares electrónicos y reagruparlos para minimizar la repulsión. Esta molécula presenta 4 pares de electrones y lo mejor que se puede lograr es una redistribución tetraédrica.

PASO 3: Ubique los átomos de H en sus posiciones, los tres compartiendo pares de electrones como se muestra a continuación





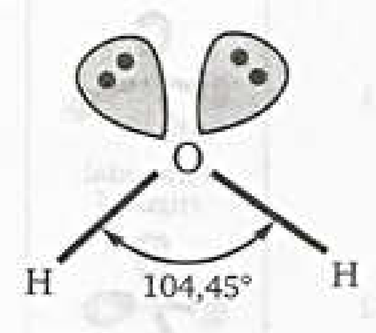
PASO 4: Nombre la estructura de la molécula, básese en la posición de los átomos. Recuerde que colocar los pares electrónicos determina la estructura y que la geometría se basa en los átomos. **Es incorrecto afirmar que NH_3 es tetraédrico**. Realmente, posee una agrupación tetraédrica de sus pares electrónicos, pero su geometría, es una pirámide trigonal.

OBSERVACIÓN

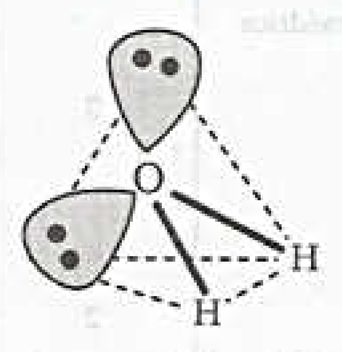
La **geometría molecular** es la disposición espacial de los átomos en una molécula, mientras que la **geometría electrónica** es la disposición espacial de los orbitales híbridos.

Ejemplo:

El Agua

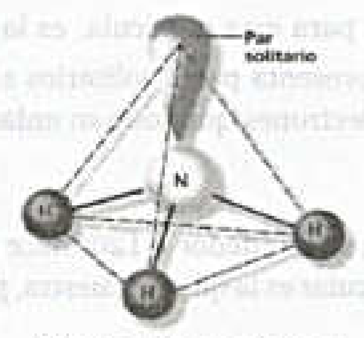


Geometría molecular

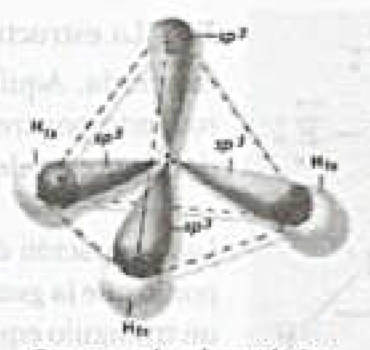


Geometría electrónica

El Amoníaco



Geometría molecular
(Piramidal)



Geometría electrónica
(Tetraédrica)

En la siguiente tabla se resume las posibles geometrías moleculares cuando una molécula AB_n tiene cuatro o menos dominios de electrones en torno a A. Estas geometrías son importantes por que influyen todas las formas que se observan comúnmente en las moléculas o iones que obedecen la regla del octeto.

Total de pares de electrones	Geometría de pares de electrones	Pares enlazantes	Pares no enlazantes	Geometría molecular	Ejemplo
2 pares	Lineal	2	0	B—A—B Lineal	O=C=O
3 pares	Plana trigonal	3	0	Plana trigonal	F–B(–F)–F
		2	1	Angular	[O–N=O]⁻
4 pares	Tetraédrica	4	0	Tetraédrica	H–C(–H)(–H)–H
		3	1	Piramidal trigonal	H–N(–H)–H
		2	2	Angular	H–O–H

POLARIDAD Y APOLARIDAD DE LAS MOLÉCULAS

MOLÉCULAS POLARES

Son moléculas que presentan polos debido a la disposición asimétrica o irregular de las nubes electrónicas (densidades electrónicas) de los átomos enlazados al átomo central presenta un momento dipolar resultante diferente de cero ($\mu R \neq 0$) generando dipolos permanentes.

Por ejemplo al desarrollar la estructura para el fluoruro de hidrógeno (HF) y agua tenemos:

Diatómica:

Dipolo + –

HF

EN = 2,1 EN = 3,0

$\overrightarrow{\mu}$

H — F

$\Delta EN = 1,9$

Politómica: H_2O

$\overline{\mu}_2$ $\overline{\mu}_2$ $\overline{\mu}_1$ $\overline{\mu}_1$

Dipolo

CH_3Cl

Molécula asimétrica polar

$\mu_R \neq 0$

La forma angular del compuesto es asimétrica por lo tanto corresponde a una molécula polar ($\mu_R \neq 0$).

El átomo central presenta pares libres.

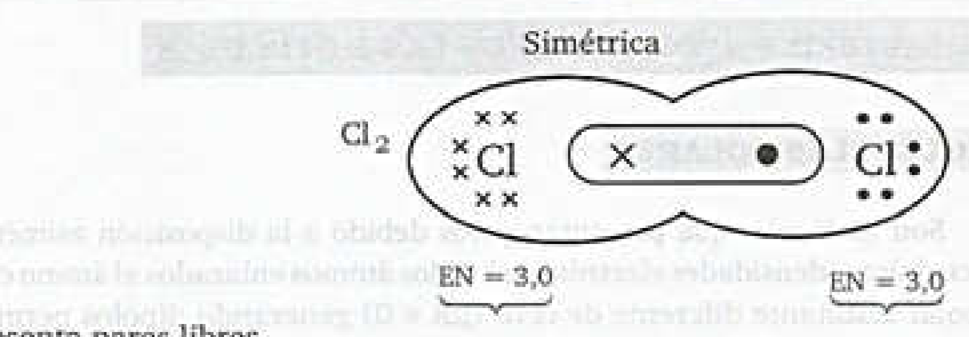
Son asimétricos

Son afectados por un campo eléctrico externo.

MOLÉCULAS APOLARES

Son moléculas que carecen de polos, esto debido a la disposición simétrica o regular de las nubes electrónicas de los átomos enlazados al átomo central, presentan un momento dipolar resultante igual a cero ($\mu_R = 0$).

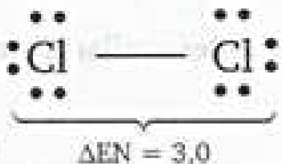
Por ejemplo al desarrollar la estructura del Cloro (Cl_2), Borano (BH_3) y Dioxido de carbono (CO_2) tenemos:



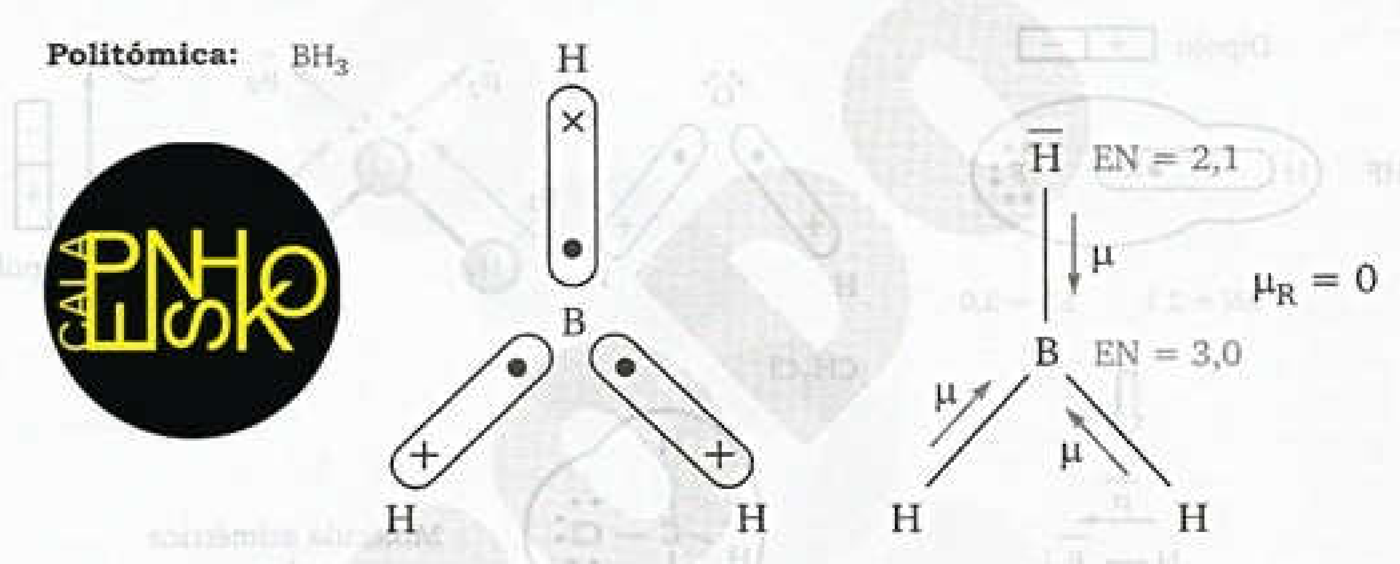
Diatómica:

Son simétricas

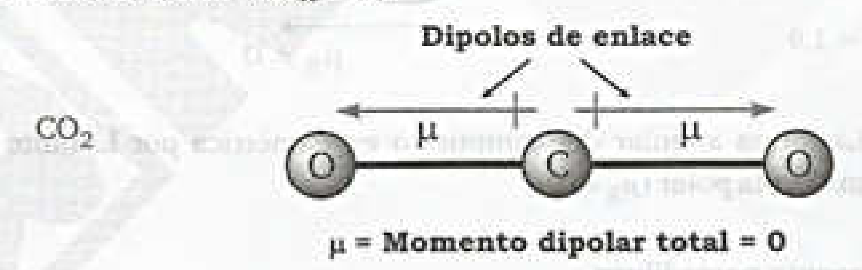
El átomo central no presenta pares libres.



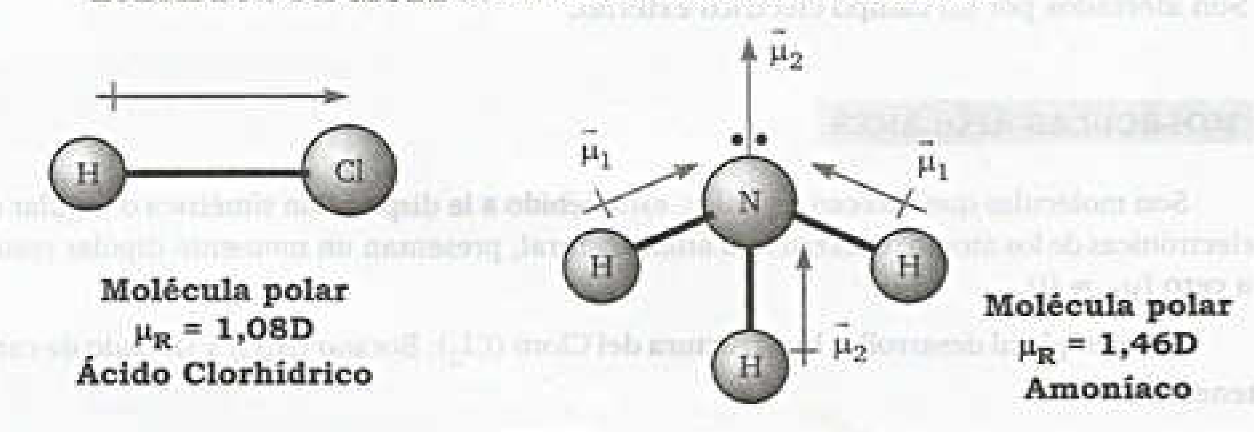
Politómica: BH_3



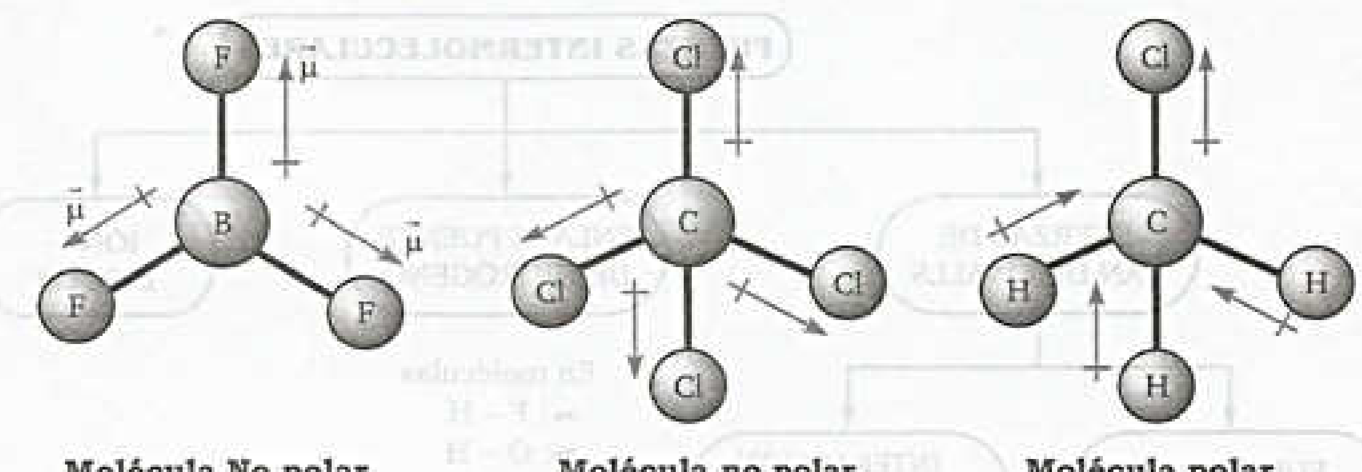
La forma triangular del compuesto es simétrica por lo tanto corresponde a una molécula apolar a ($\mu_R = 0$).



EJEMPLOS DE MOLÉCULAS CON ENLACES POLARES



team CALAPENSHKO



Molécula No polar
Trifloruro de boro
$\mu_R = 0D$

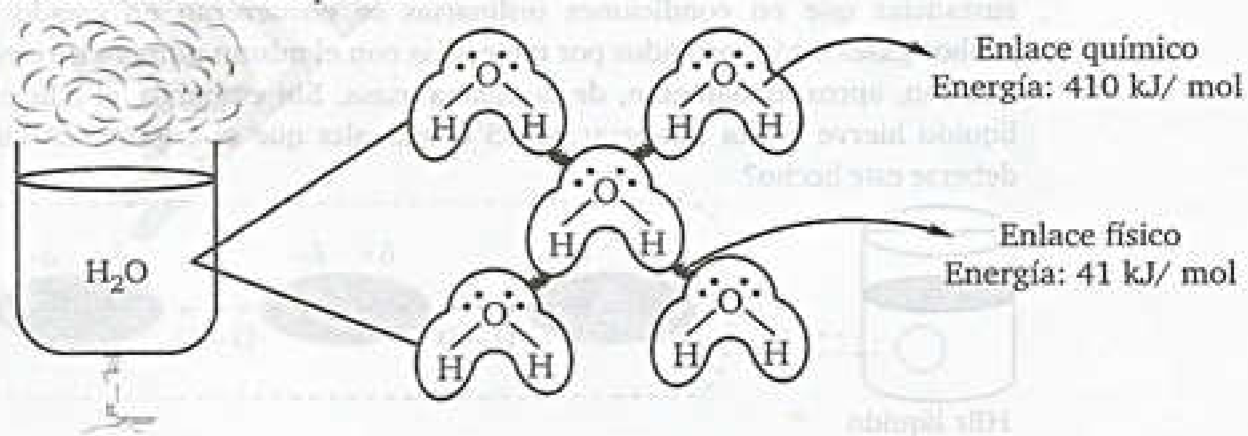
Molécula no polar
Tetracloruro de carbono
$\mu_R = 0D$

Molécula polar
Cloroformo
$\mu_R = 1,87D$

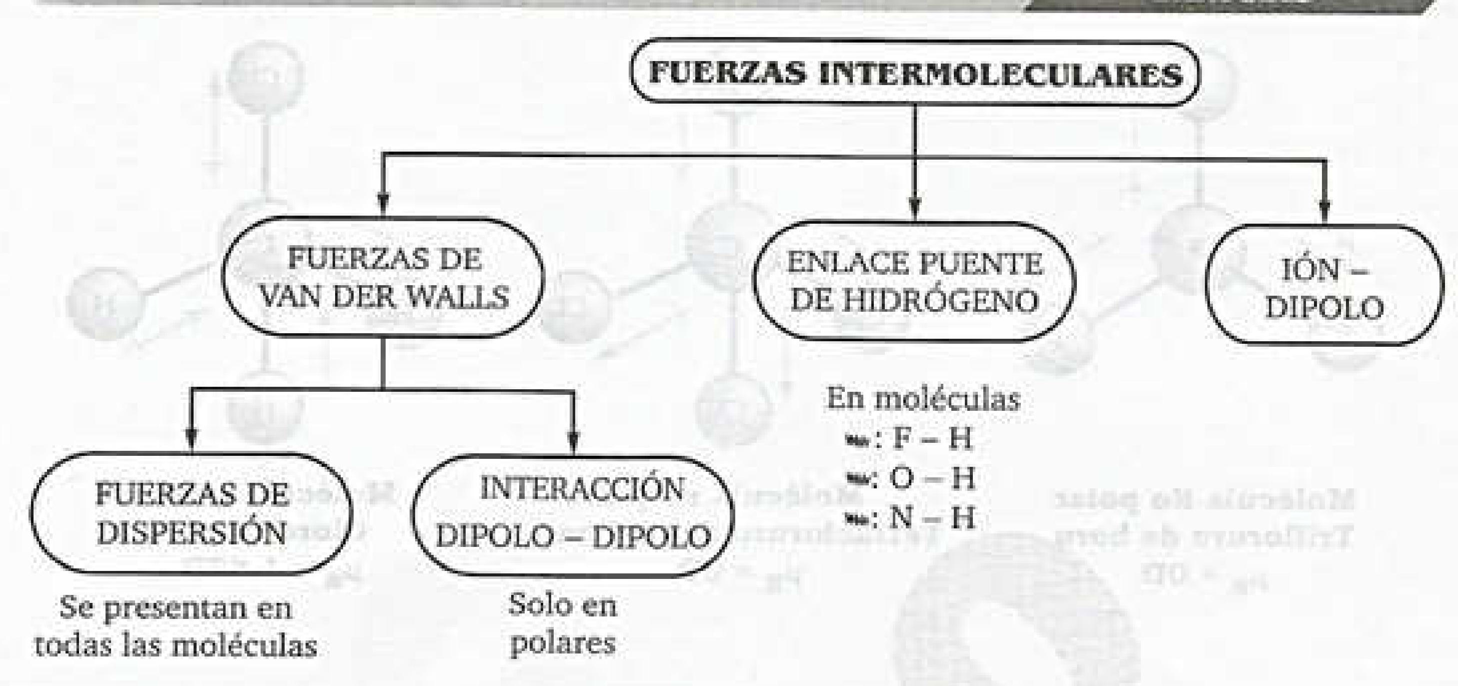
FUERZAS INTERMOLECULARES

INTRODUCCIÓN

Los átomos al unirse mediante enlaces covalentes pueden formar moléculas, cada molécula de agua está formada por dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno unidos mediante enlaces covalentes. Sin embargo el agua es una sustancia que además de encontrarse en estado gaseoso puede ser líquida o sólida (hielo), de modo que se nos plantea la cuestión de cuál es el mecanismo mediante el que las moléculas de agua se unen entre sí, ya que si no existiera ninguna fuerza de enlace entre ellas el agua siempre se encontraría en estado gaseoso. Por otra parte, sabemos que muchas sustancias covalentes que a temperatura y presión ambientales se hallan es estado gaseoso, cuando se baja la temperatura lo suficiente pueden licuarse o solidificarse. De esta forma se puede obtener, por ejemplo, dióxido de azufre sólido enfriando SO_2 a una temperatura inferior a –76°C. *¿Cómo se unen entonces las moléculas?* A continuación abordaremos este problema.



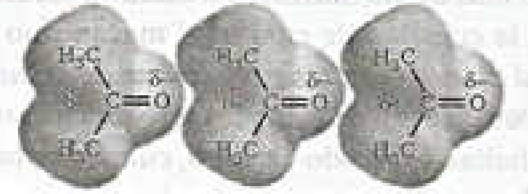
- Es la fuerza que une a dos moléculas idénticas o diferentes.
- Agrupa el conjunto de fuerzas de naturaleza eléctrica. Entre las moléculas son las responsables sobre todo de justificar las propiedades macroscopicas de las diferentes sustancias. Ejemplo: punto de fusión, ebullición, solubilidad, etc. Se manifiestan en las fases condensadas.
- Por lo general estas fuerzas son mucho mas débiles que las fuerzas interatómicas.
- Se manifiestan a cortas distancias.



I. FUERZAS DE VAN DER WALLS

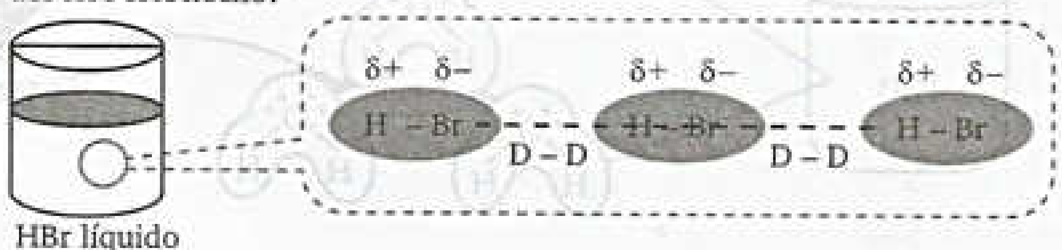
A. INTERACCIÓN DIPOLO - DIPOLO (D - D)

Denominada también fuerzas de Keesom. Son fuerzas de atracción eléctrica entre polos opuestos de moléculas polares, es decir moléculas con dipolo permanente, su origen es electrostático y se pueden entender en términos de la ley de Coulomb.



atracción dipolo – dipolo en la acetona líquida ($CH_3 - CO - CH_3$)

Ejemplo: Tanto el gas noble criptón (Kr) como el bromuro de hidrógeno (HBr) son dos sustancias que en condiciones ordinarias se encuentran en estado gaseoso. Ambos gases están formados por moléculas con el mismo número de electrones y que son, aproximadamente, de la misma masa. Sin embargo, el HBr en estado líquido hierve a una temperatura 85°C más alta que el criptón. ¿A qué puede deberse este hecho?



Si reflexionamos sobre lo que se demanda en la actividad anterior nos podemos dar cuenta que las moléculas de HBr consisten en un átomo de hidrógeno enlazado con otro más electronegativo que él. Ello hace que los electrones del enlace covalente pasen más tiempo cerca del átomo de bromo que del hidrógeno (aunque sin dejar de pertenecer a ambos). Como resultado, se produce una zona con mayor densidad

de carga negativa en el átomo de bromo y otra zona con un defecto de carga negativa en el átomo de hidrógeno, formándose así un dipolo permanente (molécula polar). Entre los polos de distinto signo se establecerán fuerzas eléctricas atractivas. Este fenómeno no ocurre en el criptón, que está formado por moléculas monoatómicas en las que no existe ningún dipolo permanente. Esta diferencia sería la responsable de que el HBr hierva a una temperatura sensiblemente mayor que el criptón.

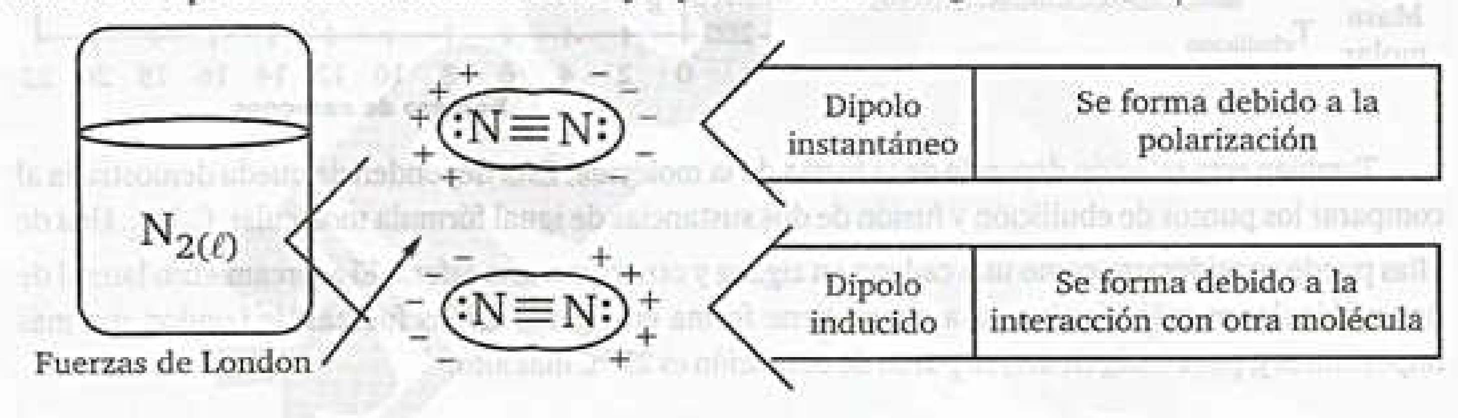
Ebullición: Es el paso de liquido a gas a una determinada temperatura (Teb). Esto ocurre por la ruptura del enlace intermolecular.

Observación: La temperatura de ebullición es directamente proporcional a la intensidad de las fuerzas intermoleculares.

B. FUERZAS DE DISPERSIÓN DE LONDON

Se denomina también fuerzas de dispersión, son fuerzas atractivas que se presentan en moléculas apolares (polaridad no permanente), las moléculas se atraen entre sí debido a su polarización lo cual se origina por la distorsión de sus nubes electrónicas, como la polaridad no es permanente ésta fuerza es muy débil y es efectiva a cortas distancias (0,5 a 1 nm) lo cual se incrementa con el tamaño y el área de contacto de las moléculas.

Estas fuerzas se presentan por lo general en los compuestos orgánicos que son apolares, para representar este tipo de atracción tenemos como ejemplo una muestra de gas metano (CH_4).



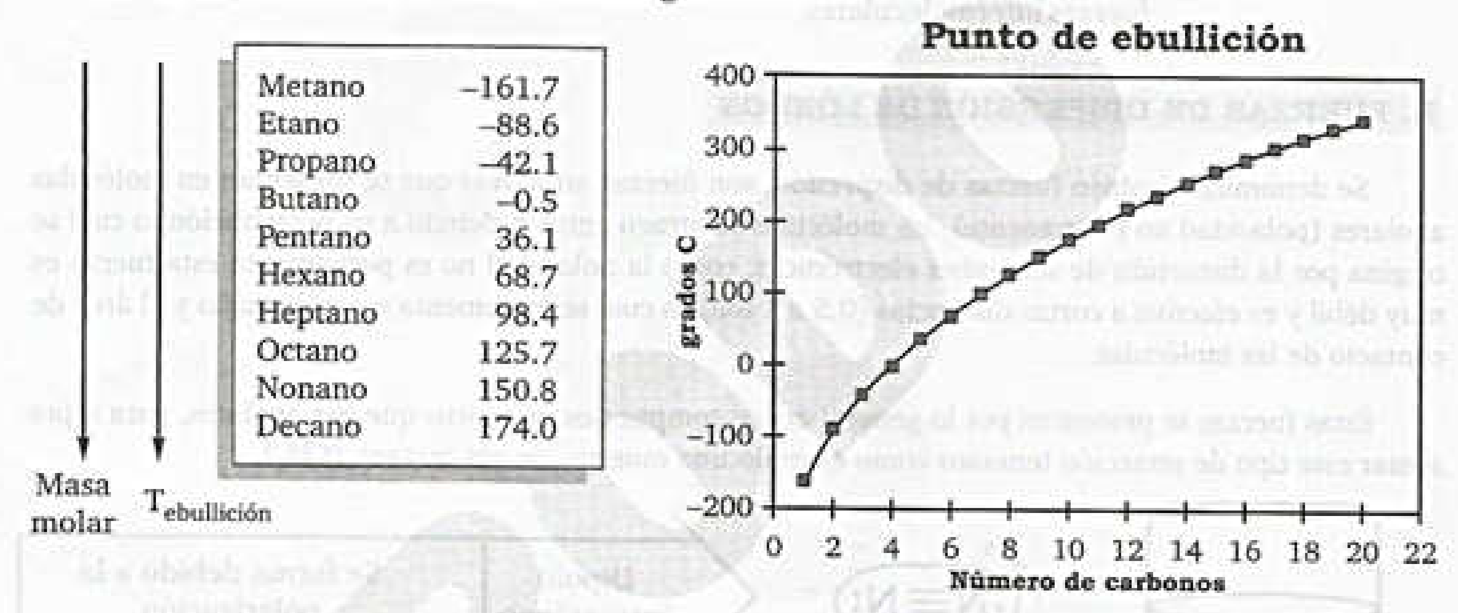
Todos los gases, incluyendo los elementos con moléculas no polares como O_2, N_2 y F_2, e incluso los gases nobles, que son monoatómicos, como el Ne y el He, pueden licuarse. Esto implica la existencia de cierta fuerza de atracción incluso entre estas moléculas no polares. Puesto que estas sustancias tienen puntos de ebullición muy bajos, las fuerzas de atracción son algo débiles y en general, casi siempre más débiles que las fuerzas dipolo-dipolo. A estas fuerzas débiles se les llama **fuerzas de London**, y son importantes solo a distancias extremadamente cortas ya que varian según $\mathbf{1/d^7}$.

En una molécula de He, los electrones se mueven a cierta distancia del núcleo, en cualquier instante puede darse que la molécula tenga un momento dipolar creado por las posiciones específicas de los electrones. Este momento dipolar se llama **momento instantáneo** porque solo dura una fracción pequeñísima de segundo; en el siguiente instante los electrones están en diferentes posiciones y la molécula tiene un nuevo dipolo instantáneo y así sucesivamente. Estos momentos dipolares inducidos hacen que las moléculas no polares se atraigan entre sí.

Experimentalmente se ha determinado que algunos gases nobles y moléculas no polares, revelan que el punto de ebullición aumenta con la polarizabilidad de la nube electrónica, esto puede verse, en el gráfico anterior donde se observa que en ausencia de enlace por puente de hidrógeno, los puntos de ebullición de **sustancias análogas** (CH_4, SiH_4, GeH_4, SnH_4) aumentan con regularidad al aumentar el tamaño molecular. Las fuerzas de London tienen lugar aún en caso de moléculas covalentes polares. La efectividad creciente de estas fuerzas justifica el incremento de los puntos de ebullición en la secuencia $HCl < HBr < HI$ y $H_2S < H_2Se < H_2Te$, como queda evidenciado en el gráfico (temperatura de ebullición vs $\overline{M}$) anteriormente citado.

En las sustancias organicas debido al incremento de las fuerzas de London con el peso molecular, el punto de ebullición aumenta cuando se incrementa el numero de carbonos en la molécula.

Por ejemplo: Puntos de ebullición de algunos alcanos



Metano	–161.7
Etano	–88.6
Propano	–42.1
Butano	–0.5
Pentano	36.1
Hexano	68.7
Heptano	98.4
Octano	125.7
Nonano	150.8
Decano	174.0

También esta relación depende de la forma de la molécula. Esta dependencia queda demostrada al comparar los puntos de ebullición y fusión de dos sustancias de igual fórmula molecular, C_5H_{12}. Una de ellas puede considerarse como una cadena en zigzag y otra como una esfera. El acercamiento lateral de dos moléculas es más efectivo para el que tiene forma en zigzag, así las fuerzas de London son más importantes y, por consiguiente, su punto de ebullición es 27 °C más alto.

Isomeros C_5H_{12}	Puntos de ebullición
$CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3$	36.1 °C
$CH_3-CH(CH_3)-CH_2-CH_3$	27.8 °C
$CH_3-C(CH_3)_2-CH_3$	9.5 °C

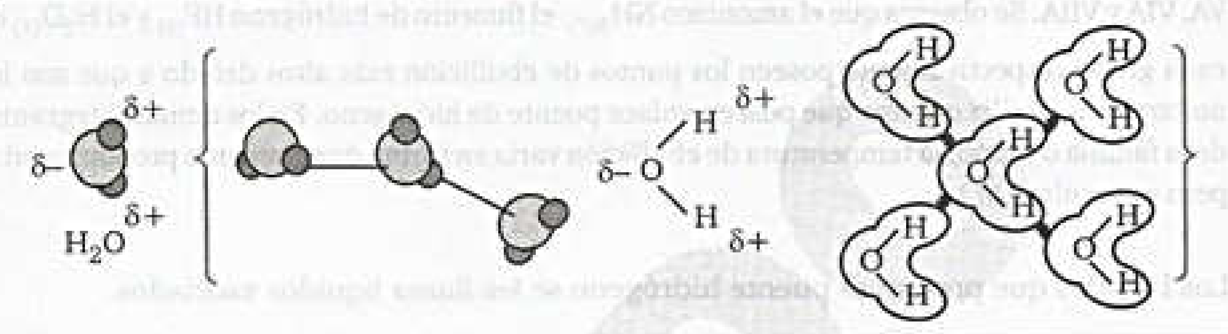
Estos alcanos tienen el mismo número de carbonos y sus puntos de ebullición son muy distintos. La superficie efectiva de contacto entre dos moléculas disminuye cuanto más ramificadas sean éstas. Las fuerzas intermoleculares son menores en los alcanos ramificados y tienen puntos de ebullición más bajos.

Se cumple: La fuerzas de London es directamente proporcional al peso molecular, superficie de contacto y numero de electrones de valencia no enlazantes (electrones polarizables)

II. ENLACE PUENTE DE HIDRÓGENO (E. P. H.)

Es un tipo de enlace especial dipolo – dipolo muy fuerte y se manifiesta entre el par electrónico libre de un átomo de F, O, N y el núcleo de un átomo de hidrogeno prácticamente libre de electrones.

En el agua el átomo de hidrógeno está unido con el de un elemento bastante más electronegativo como es el oxígeno. Dada la pequeñez del átomo de hidrógeno (es el átomo más pequeño) y la ausencia de electrones que protejan su núcleo (el átomo de hidrógeno tiene sólo un electrón), la molécula será muy polar, lo cual implica la posibilidad de que se unan unas con otras mediante fuerzas de tipo eléctrico entre polos de distinto signo tal y como se indica esquemáticamente a continuación:



El H_2O puede formar 4 E. P. H.

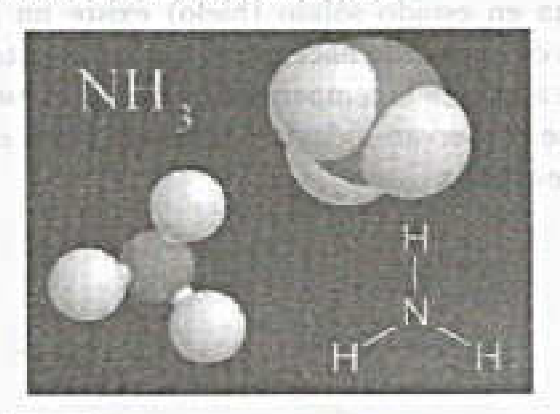
Un enlace puente de hidrógeno es una unión de tipo intermolecular generada por un átomo de hidrógeno que se halla entre dos átomos fuertemente electronegativos. De hecho sólo los átomos de F, O y N tienen la electronegatividad y condiciones necesarias para intervenir en un enlace de hidrógeno. La clave de la formación del enlace de hidrógeno es el carácter fuertemente polar del enlace covalente entre el hidrógeno H y otro átomo (por ejemplo O). La carga parcial positiva originada en el átomo de hidrógeno atrae a los electrones del átomo de oxígeno de una molécula vecina. Dicha atracción se ve favorecida cuando ese otro átomo es tan electronegativo que tiene una elevada carga parcial negativa.

El hidrógeno es el único átomo capaz de formar este tipo de enlace porque al ser tan pequeño permite que los otros átomos más electronegativos de las moléculas vecinas puedan aproximarse lo suficiente a él como para que la fuerza de atracción sea bastante intensa. Este tipo de enlace intermolecular es el responsable, por ejemplo, de la existencia de océanos de agua líquida en nuestro planeta. Si no existiera, el agua se encontraría en forma de vapor.

OBS:

1. El punto de ebullición del agua líquida (a 1 atmósfera de presión) es de 100°C mientras que el amoniaco líquido hierve a -60,1°C. ¿A qué puede deberse esta diferencia?



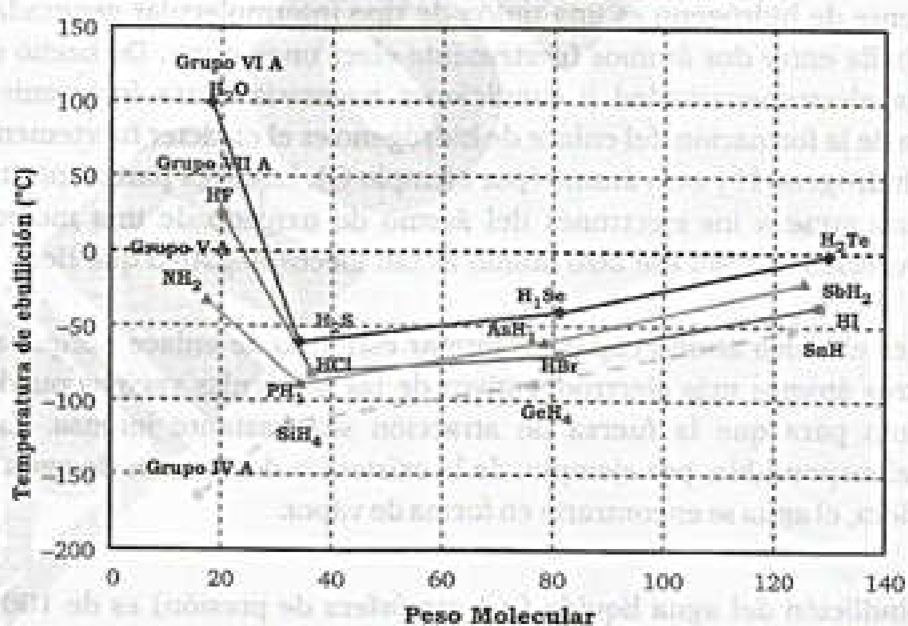


El átomo de oxígeno es más electronegativo que el de nitrógeno (sólo el átomo de flúor supera al de oxígeno en electronegatividad). Así pues, en el caso del agua el par de electrones de enlace estará muy atraído por el oxígeno (más que en el caso del NH_3), con lo que el átomo de hidrógeno quedará casi desnudo de carga negativa constituyendo un polo positivo muy intenso de forma que la atracción con el oxígeno de una molécula de agua vecina será muy intensa (más que en el caso del amoniaco).

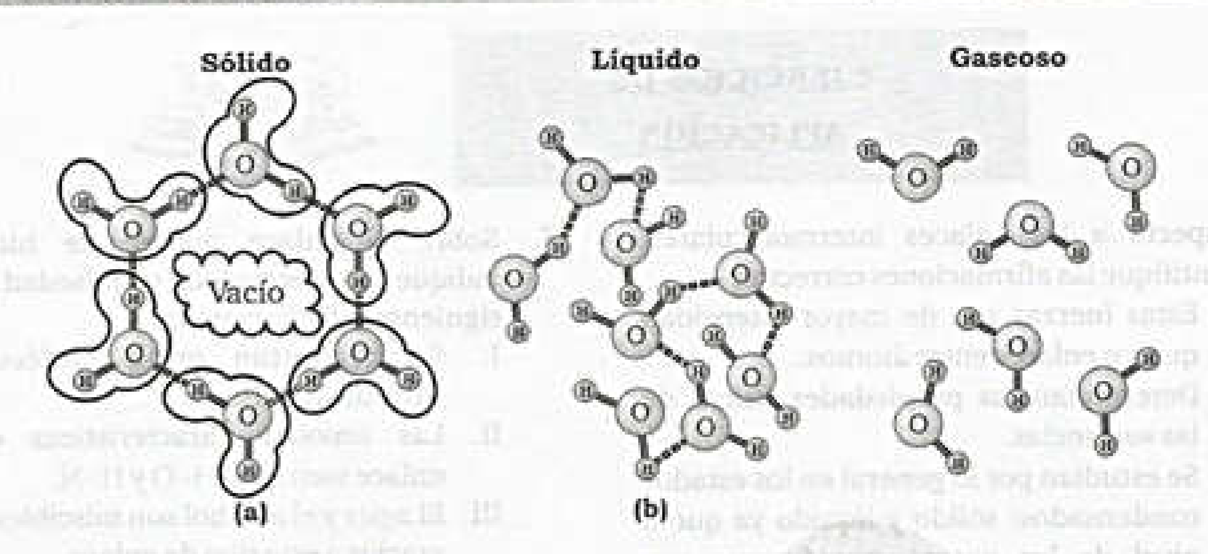
NOTA

- En la gráfica se muestra la variación de los puntos de ebullición en los hidruros de los grupos VA, VIA y VIIA. Se observa que el amoníaco $NH_{3(l)}$, el fluoruro de hidrógeno $HF_{(l)}$ y el $H_2O_{(l)}$ de cada grupo respectivamente poseen los puntos de ebullición más altos debido a que son los únicos de la familia o grupo que poseen enlace puente de hidrógeno. En los demás integrantes de la familia o grupo, la temperatura de ebullición varía en forma directamente proporcional al peso molecular ($\overline{M}$).

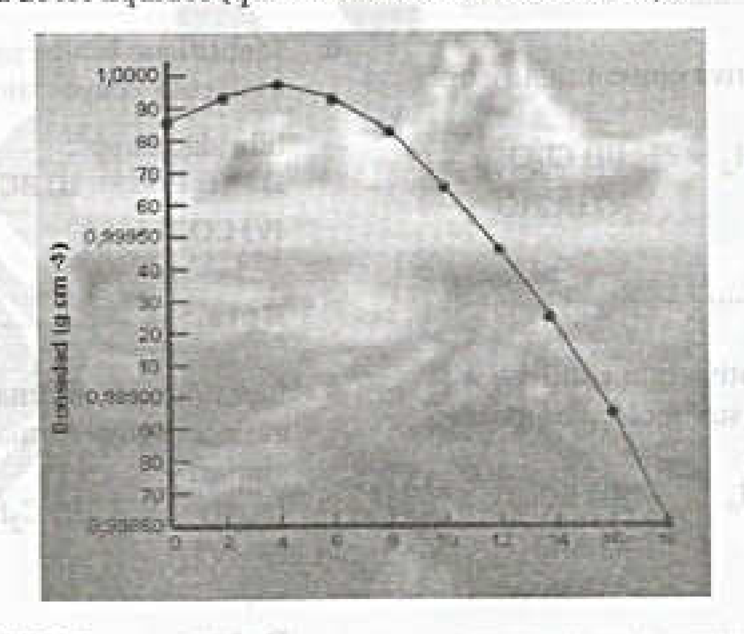
- Los líquidos que presentan puente hidrógeno se les llama líquidos asociados.



2. En el agua en estado sólido (hielo) existe un gran número de enlaces de hidrógeno entre moléculas de agua. Ello hace que el hielo presente una estructura muy abierta (a). Sin embargo, cuando se aumenta la temperatura y pasa a la forma líquida algunos de esos enlaces se rompen (aunque se conservan todavía bastantes) y por eso el agua líquida (b) es más compacta (más densa) que el hielo.



Densidad: Es otra propiedad que permite identificar una sustancia. Para conocer su valor se debe tener la masa y el volumen. La densidad del agua a 4° C es 1g/mL. Durante el proceso de enfriamiento del agua desde los 100 °C, se produce una contracción de volumen (aumenta la densidad) hasta llegar a la temperatura de 3,98 °C (casi 4 °C) en que alcanza su máxima contracción (máxima densidad), ya que al continuar enfriando, vuelve a dilatar su volumen (disminuye su densidad) hasta que se solidifica. El paso de agua líquida al hielo (a 0 °C) va acompañado de un aumento considerable de volumen, disminuyendo significativamente su densidad. Debido a lo anterior, el hielo flota en el agua y produce importantísimos fenómenos mecánicos de rotura y disgregación de las rocas. Además, el agua tiene otra propiedad importante: puede mantenerse muchos grados bajo cero sin solidificarse. Al contrario de los que sucede en la mayoría de los líquidos (que no se dilatan al molificarse).



ORDEN DE INTENSIDAD

FUERZAS DE LONDON < FUERZAS DE KEESOM < ENLACE PUENTE DE HIDRÓGENO

→ AUMENTA LA INTENSIDAD

EJERCICIOS DE APLICACIÓN



1. Respecto a los enlaces intermoleculares, identifique las afirmaciones correctas:
   I. Estas fuerzas son de mayor intensidad que los enlaces entre átomos.
   II. Determinan las propiedades físicas de las sustancias.
   III. Se estudian por lo general en los estados condensados: sólido y líquido ya que a nivel de los gases estas fuerzas son mínimas.

   Rpta.: ....

2. Identifique la alternativa que contiene a una molécula polar:
   I) CO_2 II) CH_4 III) H_2S
   IV) BH_3 V) CCl_4

   Rpta.: ....

3. Identifique la alternativa que contiene a una molécula apolar:
   I) H_2O_2 II) C_2H_2 III) Cl_2O
   IV) CH_3Cl V) HCHO

   Rpta.: ....

4. Identifique la alternativa que contiene a la sustancia que entre sus moléculas poseen enlace dipolo-dipolo:
   I) CS_2 II) C_2H_6 III) BCl_3
   IV) SO_2 V) $AlCl_3$

   Rpta.: ....

5. Identifique la alternativa que contiene a la sustancia que entre sus moléculas poseen enlace por fuerzas de London:
   I) C_6H_6 II) H_2O III) PCl_3
   IV) HCl V) HCN

   Rpta.: ....

6. Sobre el enlace puente de hidrógeno, indique la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:
   I. Se presentan entre moléculas de extrema polaridad.
   II. Las uniones características de este enlace son: H–F, H–O y H–N.
   III. El agua y el alcohol son miscibles entre sí gracias a este tipo de enlace.

   Rpta.: ....

7. Identifique la alternativa que contiene a la sustancia que entre sus moléculas poseen enlace puente de hidrógeno:
   I) HCHO II) H_2O_2 III) HCN
   IV) CH_3COCH_3 V) NF_3

   Rpta.: ....

8. Identifique la alternativa que contiene a una molécula cuyo átomo central presenta hibridación sp^3:
   I) NH_3 II) BCl_3 III) $SnCl_2$
   IV) CO_2 V) HCHO

   Rpta.: ....

9. Identifique la alternativa que contiene a una molécula cuya forma geométrica es trigonal planar:
   I) CH_4 II) C_2H_6 III) NO_2
   IV) PCl_5 V) H_2S

   Rpta.: ....

10. Identifique la relación incorrecta molécula forma geométrica:
    I. CO_2: lineal.
    II. PCl_3: trigonal.
    III. $SnCl_2$: angular.

    Rpta.: ....

PROBLEMAS RESUELTOS

PROBLEMA 1 Respecto a la hibridización, indicar verdadero (V) o falso (F):

I. Se produce la combinación de orbitales atómicos para formar orbitales moleculares.

II. Los orbitales atómicos que van a combinarse deben pertenecer al mismo nivel de energía.

III. El átomo de hidrógeno siempre se hibridiza de forma "sp".

A) VVF B) VVV C) VFV
D) VFF E) FVV

Resolución:

I. VERDADERO : La hibridización es un procedimiento teórico donde se combinan los orbitales atómicos para formar orbitales moleculares los cuáles son idénticos entre si, tanto en forma geométrica como en contenido energético.

II. VERDADERO : Para que los orbitales híbridos sean equivalentes en geometría y energía los orbitales atómicos que se van a combinar deben pertenecer al mismo nivel de energía.

III. FALSO : El átomo de hidrógeno es el único átomo que no se hibridiza en la formación de un enlace ya que posee un solo orbital atómico y un solo electrón (no hay posibilidad de combinación).

∴ CLAVE: A

PROBLEMA 2 Indicar lo correcto de las siguientes afirmaciones:

I. La hibridización "sp^3", genera el mayor número de enlaces posibles a formarse.

II. En la hibridización "sp^2" se forman 3 orbitales híbridos.

III. La hibridización del átomo de berilio (Be) en el compuesto $BeCl_2$ es del tipo "sp^2".

A) Sólo I B) I y II C) Sólo II
D) II y III E) Sólo III

Resolución:

I. CORRECTO : La hibridización del tipo "sp^3" es el resultado de la combinación de un orbital "s" con 3 orbitales "p" generando como resultado 4 orbitales híbridos "sp^3", esto quiere decir que el átomo que logra esto puede enlazarse hasta con 4 átomos distintos mediante enlaces simples.

II. CORRECTO : Para la hibridización del tipo "sp^2" se combinan un orbital "s" con 2 orbitales "p" generando como resultado 3 orbitales híbridos "sp^2".

III. INCORRECTO : El átomo de berilio pertenece al grupo IIA de la tabla periódica mientras que el cloro al grupo VIIA, por lo tanto al formar el compuesto: $BeCl_2$ este posee la estructura:

:C̈l̤ — Be — C̈l̤:

Se observa que el átomo de berilio esta hibridizado del tipo "sp", ya que forma enlaces con solo dos orbitales.

∴ CLAVE: B

PROBLEMA 3 Indicar el tipo de hibridización del átomo de carbono en los siguientes compuestos:

I. H_2CO_3 II. CO_2 III. CCl_4

A) sp, sp^2, sp^3 B) sp^3, sp^2, sp C) sp^2, sp^3, sp
D) sp^2, sp, sp^3 E) $spsp^2$, sp^2

Resolución: Teniendo en cuenta que el átomo de carbono pertenece al grupo IVA, las estructuras lewis de las moléculas del problema son:

I. H_2CO_3	H — Ö — C(=Ö) — Ö — H
II. CO_2	:Ö = C = Ö:
III. CCl_4	C unido a cuatro :C̈l:

Se observa que las hibridizaciones del carbono son sp^2, sp y sp^3, respectivamente.

∴ CLAVE: D

PROBLEMA 4 Indicar el tipo de hibridización del átomo de azufre en el ácido sulfúrico (H_2SO_4):

A) sp^3d B) sp C) sp^2
D) sp^1 E) sp^3

Resolución: Teniendo en cuenta las notaciones lewis de los elementos: hidrogeno (IA), oxígeno (VIA) y azufre (VIA):

H •Ö: •S̈•

La estructura lewis del ácido sulfúrico es:

:Ö:
|
S
H — Ö — S — Ö — H
|
:Ö:

Se observa que el átomo de azufre participa en la formación de enlaces con 4 orbitales, por lo que su hibridización es del tipo "sp^3".

∴ CLAVE: E

PROBLEMA 5 Indicar la relación correcta: átomo central - tipo de hibridización:

I. PH_3 : sp^3 II. SO_3 : sp^3 III. HCN : sp

A) Sólo I B) I y II C) Sólo II
D) II y III E) Sólo III

Resolución: Considerando las notaciones lewis de los átomos centrales de los moléculas del problema, sus estructuras son:

I. PH_3	•P̈•	H — P̈ — H (con H)
II. SO_3	:S̈•	:Ö — S(=Ö:) — Ö:
III. HCN	•Ċ•	H — C ≡ N:

Se observa las hibridizaciones de los átomos centrales de los tipos: sp^3, sp^2 y sp respectivamente.

Luego la relación correcta es: Sólo III

∴ CLAVE: E

PROBLEMA 6 En relación a la geometría molecular, indicar verdadero (V) o falso (F):

I. Nos da una idea de la disposición espacial de los átomos respecto al átomo central en una molécula.
II. Toda molécula triatómica presenta geometría molecular lineal.
III. La forma geométrica molecular depende del tipo de hibridización del átomo central.

A) VVV B) FVV C) FFV
D) VVF E) VFV

Resolución:

I. VERDADERO : Se denomina geometría molecular a la disposición u orientación espacial que adoptan los átomos en una molécula respecto a un átomo central, con la finalidad que la repulsión entre estos sea lo mínimo posible.

II. FALSO : De acuerdo con los tipos de hibridización para orbitales "s" y "p", las moléculas triatómicas (3 átomos por unidad fórmula) pueden presentar las formas geométricas: lineal y angular.

III. VERDADERO : La forma más segura para la predicción de la geometría de una molécula es conociendo la hibridización de su átomo central.

∴ CLAVE: E

PROBLEMA 7 ¿Qué forma geométrica molecular presentará el ácido perclórico ($HClO_4$)?

A) lineal B) angular C) piramidad
D) tetraédrica E) trigonal

Resolución: Teniendo en cuenta las notaciones lewis de los elementos higrógeno (IA), cloro (VIIA) y oxígeno (VIA):

H· ·Ö: ·C̈l:



La estructura lewis del ácido perclórico es:

```
           ..
          :O:
           |
           Cl
     ..  /  |  \   ..
 H — O      |     O:
     ..   :O:     ..
           ..
```

Se observa que el átomo de cloro presenta hibridización sp^3 y además forma enlaces con 4 orbitales, por lo tanto la forma geométrica de la molécula es tetraédrica.

∴ CLAVE: D

PROBLEMA 8 Indicar la relación correcta: molécula - forma geométrica molecular:

I. $AlCl_3$: piramidal II. C_2H_2 : lineal III. O_3 : angular

A) Sólo I B) I y II C) Sólo II
D) II y III E) Sólo III

Resolución: Las estructuras de lewis de las moléculas del problema así como las hibridizaciones de sus átomos centrales son:

I. $AlCl_3$	:Cl: — Al (unido a tres :Cl:)	Al (sp^2)
II. C_2H_2	H — C ≡ C — H	C (sp)
III. O_3	:O = O — O:	O (sp^2)

Se observa que las formas geométricas moleculares son respectivamente: trigonal, lineal y angular.

Luego las relaciones correctas son: II y III

∴ CLAVE: D

PROBLEMA 9 Indicar la forma geométrica molecular que presentara el ión nitrato (NO_3^{-1}).

A) trigonal B) lineal C) angular
D) tetraédrica E) piramidal

Resolución: Sabemos que para realizar la estructura lewis de un oxianión, debemos conocer el oxácido del cual proviene, en este caso es el ácido nítrico (HNO_3), como su átomo central es el nitrógeno (grupo VA) dicho ácido posee la estructura lewis:



H — Ö — N(=Ö:)(— Ö:)

El ión nitrato es el resultado de la pérdida del átomo de hidrógeno de este ácido, quedándose el átomo de oxigeno con el par electrónico de enlace, su estructura es:

$$\left[:\ddot{O} - N(=\ddot{O}:)(-\ddot{O}:) \right]^{-1}$$

La hibridación del átomo de nitrógeno es "sp^2", por lo tanto la forma geométrica de este ión es trigonal planar.

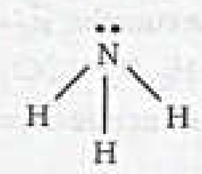
∴ CLAVE: A

PROBLEMA 10 ¿Qué alternativa presentará una molécula cuya forma geométrica molecular sea piramidal?

A) H_2S B) NH_3 C) BF_3
D) H_2O E) CH_4

Resolución: Sabemos que para una molécula presente forma geométrica piramidal su átomo central debe poseer hibridización "sp^3", pero de los cuatro orbitales generados deben participar solo 3 en la formación del enlace. Este es el caso del amoníaco (NH_3), como el nitrógeno pertenece al grupo VA, presenta 3 electrones desapareados y un orbital lleno en la capa de valencia.

La estructura lewis del amoníaco es:





∴ CLAVE: B

PROBLEMA 11 Respecto a la polaridad molecular, indicar lo correcto:

I. Una molécula es polar solo si sus enlaces interatómicos son polares.
II. Las moléculas apolares se caracterizan porque sus formas geométricas son regulares o simétricas.
III. Las moléculas de O_2 y O_3 son apolares debido a que están formados por el mismo tipo de átomo.

A) Sólo I
B) I y II
C) Sólo II
D) II y III
E) Sólo III

Resolución:

I. INCORRECTO : La polaridad molecular no depende del tipo de enlace interatómico (polar o apolar) que presente la molécula, mas bien depende de la forma geométrica que esta posea.

II. CORRECTO : En general se puede decir que las moléculas apolares se caracterizan por su forma regular o simétrica, mientras que las moléculas polares son irregulares o asimétricas.

III. INCORRECTO : Las estructuras lewis de las moléculas del O_2 y O_3 (ozono) son:

$$:\ddot{O}=\ddot{O}: \qquad :\ddot{O}=\dot{O}-\ddot{O}:$$

En ambos casos los enlaces interatómicos son apolares, pero debido a su regularidad la molécula del O_2 es apolar, mientras que el O_3 es polar por ser irregular.

∴ CLAVE: C

PROBLEMA 12 Indicar verdadero (V) o falso (F), para las siguientes proposiciones:

I. En toda molécula polar se cumple: $\vec{\mu}_R = 0$

II. Son moléculas apolares: H_2, O_2, N_2, Cl_2.

III. La molécula del trióxido de azufre es polar.

A) VVV B) FVV C) VFV
D) VVF E) FVF

Resolución:

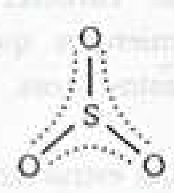
I. VERDADERO : Debido a la regularidad (simetría) de las moléculas apolares en ellas se cumple que el vector momento bipolar resultante ($\vec{\mu}_R$) es igual a cero.

II. VERDADERO : Por regla general toda molécula biatómica (de dos átomos) homonuclear (átomos iguales) son apolares, es el caso del; H_2, O_2, etc.

III. FALSO : La estructura lewis de la molécula del trióxido de azufre (SO_3) es:



Se observa irregularidad molecular, pero debido al fenómeno de resonancia la molécula es apolar (se vuelve simétrica):



∴ CLAVE: D

PROBLEMA 13 Para las siguientes moléculas, indicar si son polares o apolares:

I. SO_2 II. C_2H_4 III. BF_3

A) polar, polar, polar
B) polar, apolar, apolar
C) polar, polar, apolar
D) polar, apolar, polar
E) polar, polar, polar

Resolución: Desarrollando sus estructuras lewis, tenemos

I. SO_2	$:\ddot{O}=\ddot{S}-\ddot{O}:$	Polar
II. C_2H_4	$H_2C=CH_2$	Apolar
III. BF_3	BF_3 (B central unido a tres :F:)	Apolar

Se observa que las dos últimas moléculas son regulares por lo tanto apolares, mientras que la primera molécula es polar por ser irregular.

∴ CLAVE: B

PROBLEMA 14 Indicar la relación correcta: molécula – polaridad:

I. H_2O_2 : apolar II. CS_2 : polar III. SiH_4 : apolar

A) Sólo I B) I y II C) II y III
D) Sólo III E) I y III

Resolución: Desarrollando sus estructuras lewis, tenemos

I. H_2O_2	$H-\ddot{O}-\ddot{O}-H$	Polar
II. CS_2	$\ddot{S}=C=\ddot{S}$	Apolar
III. SiH_4	SiH_4 (Si central unido a cuatro H)	Apolar

Luego la relación correcta es: sólo III

∴ CLAVE: D

PROBLEMA 15 ¿Qué alternativa contiene a una molécula polar?

A) CO_2 B) BH_3 C) Cl_2O
D) $BeCl_2$ E) CH_4

Resolución: Sabemos que para que una molécula sea polar, su forma geométrica debe ser irregular o asimétrica. Una forma directa de determinar esto es observando al átomo central, si ese posee por lo menos un par de electrones libres la molécula es polar, es el caso del compuesto de alternativa "C": Cl_2O, su estructura es:

$$:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}} - \ddot{O} - \ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}:$$

La molécula es irregular por lo tanto es polar.

∴ CLAVE: C

PROBLEMA 16 Para las siguientes moléculas, indicar quienes presentan enlace puente de hidrógeno en su forma pura:

I. HCHO II. HNO_3 III. CH_3COH_3

A) Sólo I B) I y II C) Sólo II
D) II y III E) Sólo III

Resolución: Las estructuras lewis de las moléculas del problema son:

I. HCHO	$H - C(=\ddot{O}:) - H$
II. HNO_3	$H - \ddot{\underset{\cdot\cdot}{O}} - N(=\ddot{O}:) - \ddot{\underset{\cdot\cdot}{O}}:$
III. CH_3COH_3	$H_3C - C(=\ddot{O}) - CH_3$

Se observa que solo en el compuesto II, se tiene el enlace : H – O, que caracteriza a las moléculas que presentan enlace puente de hidrógeno.

∴ CLAVE: C

PROBLEMA 17 Sobre los enlaces intermoleculares, indicar verdadero (V) o falso (F):

I. Son más intensas que los enlaces interatómicos.
II. Son responsables de la existencia de los estados condensados (sólidos y líquidos).
II. Se presenta solo en las moléculas polares.

A) VFV B) VVV C) FVF
D) VVF E) VFF

Resolución:

I. FALSO : Son menos intensas que los enlaces interatómicos, esto se debe a que las distancias entre moléculas son mayores a las distancias que existen entre átomos.

II. VERDADERO : Este tipo de fuerzas llamados también de "Van Der Walls" tienen por objetivo mantener juntas a las moléculas en los sólidos y líquidos, a nivel de los gases son despreciables.

III. FALSO : Los tipos de enlaces intermoleculares así como la intensidad de estos depende de la polaridad molecular (sean polares o apolares las moléculas).

∴ CLAVE: C

PROBLEMA 18 Respecto a los enlaces intermoleculares, indicar lo correcto:

I. Los enlaces dipolo – dipolo se presentan entre moléculas de polaridad permanente.
II. El enlace puente de hidrógeno se presenta en moléculas de extrema polaridad como en el agua.
III. Los líquidos que presentan enlace puente de hidrógeno se denominan "líquidos asociados".

A) Sólo I B) I y II C) Sólo II
D) I, II y III E) Sólo III

Resolución:

I. CORRECTO : Los enlaces dipolo – dipolo se presentan a nivel de moléculas polares, debido a la interacción entre los polos opuestos de las moléculas, las cuales son permanentes.

II. CORRECTO : El enlace puente de hidrógeno se presenta en moléculas de alta polaridad en cuya estructura se encuentra presente cualquiera de los siguientes enlaces interatómicos altamente polares: H – F, H – O, H – N

III. CORRECTO : Se llaman líquidos asociados aquellas sustancias que a nivel molecular presentan enlace puente de hidrógeno, se caracterizan por poseer valores inusualmente altos de sus temperaturas de ebullición.

∴ CLAVE: D

PROBLEMA 19 Respecto a las fuerzas de London, indicar verdadero (V) o falso (F):

I. Se presentan en todo tipo de especies covalentes.
II. Es responsable de la licuación de sustancias gaseosas de moléculas apolares.
III. Su intensidad disminuye a medida que aumenta la masa molecular de las sustancias.

A) VVV B) FVV C) VFV
D) VVF E) FVF

Resolución:

I. VERDADERO : Estas fuerzas llamado también de "dispersión", se manifiesta en todo tipo de moléculas sean estas polares o apolares.

II. VERDADERO : A nivel de las moléculas apolares son las únicas fuerzas presentes, esto explica el porque pueden licuarse gases de moléculas apolares. La razón es que las fuerzas de London provocan la polarización inducida de las moléculas apolares.

III. FALSO : Estas fuerzas se intensifican a mayor masa y complejidad de las moléculas además es mayor mientras menor sean las distancias intermoleculares.

∴ CLAVE: D

PROBLEMA 20 ¿Qué alternativa presenta una sustancia química que a nivel molecular solo presente fuerzas de London?

A) SO_2 B) NH_3 C) Cl_2O
D) H_2O E) CH_4

Resolución: Son sustancias de moléculas apolares las que presentan como única fuerza intermolecular a las fuerzas de London. Para el problema el compuesto de moléculas apolares es aquel cuyo átomo central este unido a un mismo tipo de elemento y además dicho átomo central no debe poseer pares de electrones libres, es el caso del metano (CH_4), cuya estructura lewis es:




```
      H
      |
      C
    / | \
   H  |  H
      H
```

Es apolar por ser simétrica, la única fuerza que manifiesta es de London.

∴ CLAVE: E

PROBLEMAS PROPUESTOS

1. Sobre la hibridización, indicar lo correcto:
I. Es aquel proceso donde ocurre la combinación de orbitales atómicos.
II. Corresponde a un mecanismo de la teoría de enlace de valencia (TEV) para explicar la formación de moléculas.
III. Los orbitales que se combinan pertenecen al mismo subnivel de energía.

A) Sólo I B) I y II C) Sólo II
D) II y III E) Sólo III

2. Respecto a los orbitales híbridos, indicar verdadero (V) o falso (F):
I. Presentan las mismas características geométricas, pero difieren en energía.
II. Son más estables que los orbitales atómicos iniciales.
III. Su orientación espacial determina la forma geométrica molecular.

A) VVV B) FVV C) VFV
D) VVF E) FFV

3. Para la hibridización de orbitales tipo "s" y "p", indicar lo correcto:
I. La hibridización "sp" genera 3 orbitales híbridos.
II. En el caso de la hibridización "sp^2", el átomo puede formar hasta tres enlaces con otras especies.
III. Los orbitales híbridos del tipo "sp^3", pueden formar un ángulo máximo de 109°.

A) Sólo I B) I y II C) Sólo II
D) II y III E) Sólo III

4. Indicar el tipo de hibridización del átomo de azufre en los compuestos: H_2S y SO_2.

A) sp^3 y sp^2 B) sp^3 y sp^3 C) sp^3 y sp
D) sp y sp^2 E) sp^2 y sp^2

5. Indicar el tipo de hibridización del átomo de nitrógeno en los compuestos: N_2H_4 y N_2O_4

A) sp^3 y sp^2 B) sp^3 y sp^3 C) sp^3 y sp
D) sp y sp^2 E) sp^2 y sp^2

6. Indicar el tipo de hibridización del átomo de carbono y estaño en los compuestos: C_2H_2 y $SnCl_2$.

A) sp^3 y sp^2 B) sp^3 y sp^3 C) sp^3 y sp
D) sp y sp^2 E) sp^2 y sp^2

7. Indicar la hibridización de los átomos centrales en los siguientes oxianiones: ClO_4^{-1} y CO_3^{-2}

A) sp^3 y sp^2 B) sp^3 y sp^3 C) sp^3 y sp
D) sp y sp^2 E) sp^2 y sp^2

8. Indicar la relación correcta compuesto – tipo de hibridización del átomo central para los siguientes oxácidos:
I. H_2SeO_4 : sp^3
II. H_2SiO_3 : sp^2
III. HClO : sp

A) Sólo I B) I y II C) Sólo II
D) II y III E) Sólo III

9. Indicar la relación correcta compuesto – tipo de hibridización del átomo central para los siguientes óxidos:
I. SiO_2 : sp
II. Cl_2O : sp^2
III. N_2O_5 : sp^3

A) Sólo I B) I y II C) Sólo II
D) II y III E) Sólo III

10. Indicar la relación correcta compuesto – tipo de hibridización del átomo central para los siguientes oxianiones:
I. BrO_4^{-1} : sp^3
II. BO_3^{-3} : sp^2
III. IO^{-1} : sp

A) Sólo I B) I y II C) Sólo II
D) II y III E) Sólo III

11. De acuerdo con la estructura del siguiente compuesto orgánico, indicar los tipos de hibridización presentes.

:N≡C–C(–C≡N:)=C(–C≡N:)–C≡N:

A) sp^3 y sp^2 B) sp^3 y sp^3 C) sp^3 y sp
D) sp y sp^2 E) sp^2 y sp^2

12. De acuerdo con la estructura del siguiente compuesto orgánico, indicar cuántos átomos presentan hibridización "sp^{2}".

$H_2C=C(CH_3)–C(=\ddot{O}:)–\ddot{O}–CH_3$

A) 2 B) 4 C) 6
D) 8 E) 10

13. Indicar la relación correcta respecto al tipo de hibridización del átomo central y su ángulo de enlace aproximado:
I. SO_3 : 180°
II. $HClO_4$: 109°
III. HCN : 120°

A) Sólo I B) I y II C) Sólo II
D) II y III E) Sólo III

14. En relación a la geometría molecular, indicar verdadero (V) o falso (F):
I. En toda molécula lo define la hibridización de su átomo central.
II. Toda molécula biatómica posee geometría lineal.
III. Nos indica la distribución espacial de los átomos respecto a un átomo central.

A) VVV B) FVV C) VFV
D) VVF E) VFF

15. Respecto a la geometría molecular, indicar lo correcto:
I. Si la hibridización del átomo central en una molécula es "sp^{2}", entonces la forma geométrica molecular necesariamente es trigonal.
II. La hibridización "sp^{3}" genera 3 formas geométricas moleculares.
III. Es lo mismo hablar de geometría molecular y geometría electrónica.

A) Sólo I B) I y II C) Sólo II
D) II y III E) Sólo III

16. Los átomos de nitrógeno en las siguientes especies: NH_3 y NH_4^{+1} presentan el mismo tipo de hibridización pero sus formas geométricas son distintas y son respectivamente:

A) Lineal y angular
B) Trigonal y angular
C) Trigonal y piramidal
D) Lineal y piramidal
E) Piramidal y tetraédrica

17. El ión hidronio (H_3O^+) llamando también protón hidratado es un catión poli atómico que se forma cuando un ácido se disuelve en agua. Indicar su forma geométrica molecular.

A) lineal B) trigonal
C) angular
D) tetraédrica E) piramidal

18. Indicar la forma geométrica molecular del ácido fosfórico (H_2PO_4):

A) lineal B) trigonal
C) angular
D) tetraédrica E) piramidal

19. Indicar la forma geométrica molecular del metanal o formaldehído (HCHO):

A) lineal B) trigonal
C) angular
D) tetraédrica E) piramidal

20. Indicar la forma geométrica molecular del ácido ciánico (HCNO):

A) lineal B) trigonal
C) angular
D) tetraédrica E) piramidal

21. Indicar la forma geométrica molecular de la estibamina (SbH_3):

A) lineal B) trigonal
C) angular
D) tetraédrica E) piramidal

22. Indicar la relación correcta, compuesto – forma geométrica molecular:
I. BeI_2 : lineal
II. PH_4^{+1} : piramidal
III. SiO_3^{-2} : trigonal

A) Sólo I B) I y II C) Sólo II
D) I y III E) Sólo III

23. Indicar la relación correcta, compuesto – forma geométrica molecular:
I. H_2Te : lineal
II. $HClO_3$: piramidal
III. GaH_3 : trigonal

A) Sólo I B) I y II C) Sólo II
D) II y III E) Sólo III

24. ¿Qué alternativa contiene una especie cuya forma geométrica molecular es tetraédrica?

A) SbH_3 B) H_2O C) BH_3
D) SiO_2 E) HIO_4

25. ¿Qué alternativa contiene una especie cuya forma geométrica molecular es trigonal?

A) PCl_3 B) H_2O_2 C) $AlCl_3$
D) SO_2 E) HBrO

26. ¿Qué alternativa contiene una especie cuya forma geométrica molecular es angular (sp^2)?

A) NH_3 B) H_2O C) BH_3
D) SO_2 E) $HClO_4$

27. Respecto a la polaridad molecular, indicar verdadero (V) o falso (F):

I. Depende de la polaridad de los enlaces interatómicos de una molécula.

II. Depende de la forma geométrica regular o irregular.

III. Depende de la electronegatividad de los átomos enlazados.

A) VVV B) FVV C) VFV
D) VVF E) FVF

28. Indicar lo correcto para las afirmaciones sobre la polaridad molecular:

I. Si en una molécula triatómica el átomo central posee un par de electrones libres, necesariamente la molécula es polar.

II. Son moléculas apolares: F_2, Cl_2, Br_2, I_2.

III. En las moléculas polares se cumple: $\vec{\mu}_R \neq 0$

A) Sólo I B) I y II C) Sólo II
D) I y III E) Sólo III

29. Completar el párrafo: "Las moléculas apolares poseen forma geométrica .... debido a esto carecen de ...., además se cumple ...."

A) regular, polos, $\vec{\mu}_R \neq 0$
B) regular, polos, $\vec{\mu}_R = 0$
C) irregular, polos, $\vec{\mu}_R \neq 0$
D) irregular, polos, $\vec{\mu}_R = 0$
E) irregular, dipolos, $\vec{\mu}_R \neq 0$

30. Para la siguiente lista de moléculas. ¿Cuál o cuales son apolares?

I. HF
II. O_3
III. BF_3

A) Sólo I B) I y II C) Sólo II
D) I y III E) Sólo III

31. Para la siguiente lista de moléculas. ¿Cuál o cuales son apolares?

I. CO_2
II. SO_3
III. Br_2O

A) Sólo I B) I y II C) Sólo II
D) I y III E) Sólo III

32. Para la siguiente lista de moléculas. ¿Cuál o cuáles son apolares?

I. $GeCl_2$
II. O_2
III. NF_3

A) Sólo I B) I y II C) Sólo II
D) I y III E) Sólo III

33. Para la siguiente lista de moléculas. ¿Cuál o cuales son apolares?

I. C_3H_8
II. CCl_4
III. $CHCl_3$

A) Sólo I B) I y II C) Sólo II
D) I y III E) Sólo III

34. Para la siguiente lista de moléculas. ¿Cuál o cuales son polares?

I. SCl_2
II. SeO_2
III. SiH_4

A) Sólo I B) I y II C) Sólo II
D) I y III E) Sólo III

35. Para la siguiente lista de moléculas. ¿Cuál o cuales son polares?

I. HIO_4
II. PCl_3
III. C_2H_2

A) Sólo I B) I y II C) Sólo II
D) I y III E) Sólo III

36. Para la siguiente lista de moléculas. ¿Cuál o cuales son polares?

I. AsH_3
II. S_8
III. $AlCl_3$

A) Sólo I B) I y II C) Sólo II
D) I y III E) Sólo III

37. ¿Qué alternativa presenta una molécula cuyo momento bipolar resultante ($\overline{\mu}_R$) es igual a cero?

A) HI B) N_2H_4 C) BF_3
D) SO_2 E) $HBrO_4$

38. ¿Qué alternativa presenta una molécula cuyo momento bipolar resultante ($\overline{\mu}_R$) es diferente de cero?

A) O_3 B) C_2H_4 C) BF_3
D) CO_2 E) SeO_3

39. En relación a los enlaces intermoleculares, indicar lo correcto:

I. Genéricamente se denominan fuerzas de "Van Der Walls".
II. Son menos intensas que los enlaces interatómicos.
III. En general su intensidad se incrementa a medida que disminuye la masa molecular de la sustancia.

A) Sólo I B) I y II C) Sólo II
D) II y III E) Sólo III

40. ¿Cuál o cuales de las siguientes sustancias indicadas presentan a nivel molecular enlace dipolo – dipolo?

I. SO_2
II. CO_2
III. CH_3Cl

A) Sólo I B) I y II C) Sólo II
D) I y III E) Sólo III

41. Respecto a los enlaces intermoleculares, indicar verdadero (V) o falso (F):

I. Los enlaces dipolo – dipolo se presentan en sustancias cuyas moléculas presentan polaridad permanente.
II. Las fuerzas de London se presentan solo en moléculas apolares.
III. El enlace puente de hidrógeno es el más intenso a nivel molecular.

A) VVV B) FVV C) VFV
D) VVF E) FVF

42. Indicar lo correcto sobre el enlace puente de hidrógeno:

I. Es un caso particular del dipolo – dipolo que se presentan en moléculas de extrema polaridad.
II. Lo presentan toda molécula que posea en su estructura a los átomos de flúor, oxígeno o nitrógeno.
III. Los líquidos que lo presentan se denominan asociados.

A) Sólo I B) I y II C) Sólo II
D) I y III E) Sólo III

43. ¿Cuál o cuales de las siguientes sustancias indicadas presentan a nivel molecular enlace puente de hidrógeno?

I. CH_3CHO
II. CF_4
III. CH_3OH

A) Sólo I B) I y II C) Sólo II
D) I y III E) Sólo III

44. ¿Cuál o cuales de las siguientes sustancias indicadas presentan a nivel molecular enlace puente de hidrógeno?

I. H_2SO_4
II. CH_3NH_2
III. CH_3COCH_3

A) Sólo I B) I y II C) Sólo II
D) I y III E) Sólo III

45. En relación a las fuerzas de London, indicar lo correcto:
I. Se les llama también fuerzas de dispersión y se presentan en todo tipo de moléculas.
II. Son las fuerzas más intensas a nivel molecular.
III. Permite la licuación de gases que poseen moléculas apolares.

A) Sólo I B) I y II C) Sólo II
D) I y III E) Sólo III

46. ¿Cuál o cuales de las siguientes sustancias indicadas predomina a nivel molecular el enlace por fuerza de London?
I. CH_4
II. SO_3
III. CH_3COOH

A) Sólo I B) I y II C) Sólo II
D) I y III E) Sólo III

47. Considerando que la intensidad de la fuerzas de London en moléculas apolares es proporcional a la masa molecular. Ordenar de forma creciente respecto a los puntos de ebullición de las siguientes sustancias en estado líquido:
I. SiH_4
II. CH_4
III. GeH_4

A) II, I, III B) I, II, III C) III, II, I
D) I, III, II E) III, I, II

48. Se sabe que los gases nobles poseen moléculas monoatómicas apolares, donde predominan las fuerzas de London. ¿Qué alternativa contiene al gas noble más fácil de licuar?

A) Xe B) Ar C) He
D) Kr E) Ne

49. Indicar la relación correcta, sustancia – tipo de enlace intermolecular:
I. HBr : Fuerzas de London
II. NH_3 : Puente de Hidrógeno
III. CS_2 : Dipolo – dipolo

A) Sólo I B) I y II C) Sólo II
D) I y III E) Sólo III

50. ¿Qué tipos de fuerza intermoleculares se manifiestan en los siguientes procesos?
I. Licuación del O_2.
II. Formación del hielo a partir de la agua líquida.
III. Disolución del H_2S en agua.

A) London, dipolo – dipolo, puente de hidrógeno
B) London, London, puente de hidrógeno
C) Puente de hidrógeno, dipolo – dipolo, puente de hidrógeno
D) London, dipolo – dipolo, dipolo – dipolo
E) London, puente de hidrógeno, dipolo – dipolo



Formulación y Nomenclatura Inorgánica

OBJETIVOS

- Conocer el valor y significado de las valencias de los elementos químicos.
- Diferenciar valencia y estado de oxidación de un elemento químico.
- Nombrar y formular los principales compuestos inorgánicos.
- Clasificar a los compuestos inorgánicos.

ESTADO O NÚMERO DE OXIDACIÓN, el número de oxidación, es la carga eléctrica formal que se asigna a un átomo en un compuesto.

El número de oxidación presupone que hay enlaces iónicos entre átomos unidos por enlace covalente. Su variación en una reacción química indica la existencia de un proceso de oxidación – reducción.

Se puede definir como el número de cargas que habría que asignar a cada uno de los átomos de los distintos elementos que forman un compuesto, si todos ellos pasaran al estado de iones. Así, el número de oxidación de cualquier elemento en estado natural (atómico o molecular) es cero, y el de un ión es igual a su carga. En los compuestos covalentes, los pares de electrones se asignan al átomo más electronegativo de los dos que los comparte, y así ambos se consideran iones, quedando con número de oxidación negativo el átomo más electronegativo y con número de oxidación positivo el menos electronegativo. El oxígeno tiene número de oxidación – 2, excepto en los peróxidos, que tiene – 1. El hidrógeno combinado con elementos más electronegativos tiene de número de oxidación + 1 y – 1 cuando se combina son elementos menos electronegativos.

IA VIIA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIB	VIIIB	VIIIB	VIIIB	IB	IIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	
1 H +1 −1																	2 He
3 Li +1	4 Be +2											5 B +3	6 C +4 +2 −4	7 N +5 +4 +3 +2 +1 −3	8 O −1/2 −1 −2	9 F −1	10 Ne
11 Na +1	12 Mg +2											13 Al +3	14 Si +4 −4	15 P +5 +3 −3	16 S +6 +4 +2 −2	17 Cl +7 +6 +5 +4 +3 +1 −1	18 Ar
19 K +1	20 Ca +2	21 Sc +3	22 Ti +4 +3 +2	23 V +5 +4 +3 +2	24 Cr +6 +5 +4 +3 +2	25 Mn +7 +6 +4 +3 +2	26 Fe +3 +2	27 Co +3 +2	28 Ni +2	29 Cu +2 +1	30 Zn +2	31 Ga +3	32 Ge +4 −4	33 As +5 +3 −3	34 Se +6 +4 −2	35 Br +5 +3 +1 −1	36 Kr +4 +2
37 Rb +1	38 Sr +2	39 Y +3	40 Zr +4	41 Nb +5 +4	42 Mo +6 +4 +3	43 Tc +7 +6 +4	44 Ru +8 +6 +4 +3	45 Rh +4 +3 +2	46 Pd +4 +2	47 Ag +1	48 Cd +2	49 In +3	50 Sn +4 +2	51 Sb +5 +3 −3	52 Te +6 +4 −2	53 I +7 +5 +1 −1	54 Xe +6 +4 +2
55 Cs +1	56 Ba +2	57 La +3	72 Hf +4	73 Ta +5	74 W +6 +4	75 Re +7 +6 +4	76 Os +8 +4	77 Ir +4 +3	78 Pt +4 +2	79 Au +3 +1	80 Hg +2 +1	81 [illegible]	82 Pb +4 +2	83 Bi +5 +3	84 Po +2	85 At −1	86 Rn

FORMULACIÓN Y NOMENCLATURA INORGÁNICA

Para obtener información acerca de una sustancia dada, es necesario conocer su fórmula química y su nombre. Los nombres y fórmulas de los compuestos son parte del vocabulario fundamental de la química. La asignación de nombres a las sustancias se denomina **nomenclatura química**.

Se conoce más de 19 millones de sustancias químicas. Nombrarlas todas seria una tarea muy complicada si cada uno tuviera un nombre muy especial independiente de todos los demás. Muchas sustancias importantes que se han conocido desde hace mucho tiempo, como el agua (H_2O) y el amoníaco (NH_3) si tienen nombres individuales tradicionales. Sin embargo, para la mayor parte de las sustancias nos apoyamos en un conjunto sistemático de reglas que nos llevan a un nombre único e informativo para cada sustancia, con base en su composición.

FORMULACIÓN INORGÁNICA

Es aquella parte de la química que se encarga del estudio de los procedimientos, reglas para nombrar y formular a los compuestos químicos inorgánicos.

Esto se encuentra normado por el organismo internacional que es la IUPAC (Unión Internacional de Química Pura y Aplicada).

FORMULACIÓN DE UN COMPUESTO

Formular es el procedimiento por el cual se define la fórmula de un compuesto, esto se desarrolla de la siguiente manera:

$$(A)^{+x} + (B)^{-y} \rightarrow A_Y B_X$$

NOTA

Nótese que participan una especie positiva y negativa, en la fórmula se escribe primero a la especie positiva, aunque como veremos más adelante se nombra primero a la especie negativa.

Donde:	A y B	:	Especies químicas (átomos, iones simples o poli atómicos)
	x, y	:	Valencias
	+x, –y	:	Estados o números de oxidación.

x e y, se pueden simplificar si tienen factores en común.

VALENCIA (VAL)

Es la capacidad de combinación de los átomos relacionados con el número de enlaces que pueden formar, depende del tipo de compuesto; se representa con un número sin signo.

- **COMPUESTOS COVALENTES**
  Número de electrones aportados.



- **COMPUESTOS IÓNICOS**
  Número de electrones transferidos (ganados o perdidos).

Por ejemplo para los compuestos: CaO y NH_3

– CaO (Compuesto iónico):

$$Ca: \rightarrow O \qquad Ca^{+2} \; [O]^{-2}$$

Val(Ca) = 2 Val(O) = 2

– NH_3 (Compuesto covalente):

$$H - \ddot{N} - H$$
$$|$$
$$H$$

Val(N) = 3
Val(H) = 1

ESTADO O NÚMERO DE OXIDACIÓN (EO)

Es la carga real (en compuestos iónicos) o aparente (en compuestos covalente) que presenta o se le asigna a una especie atómica al romper un enlace. Puede ser entero o fraccionario.

Ejemplos:

– Compuesto iónico [Unidad fórmula]

$$NaCl \Rightarrow [Na]^{+1} \; [Cl]^{-1}$$

EO(Cl) = – 1
EO(Na) = + 1

– Compuesto covalente: [Molécula]

$$H_2O \Rightarrow {}^{+}H - \ddot{O}^{--} - H^{+}$$

EO(O) = – 2
EO(H) = + 1

ESTADO DE OXIDACIÓN DE LOS ELEMENTOS COMUNES

BLOQUES	ELEMENTOS
I	Li, Na, K, Rb, Cs, Ag (+1); Cu (+1, +2); Au (+1, +3)
II	Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Zn, Cd (+2); Hg (+1, +2)
III	B (±3); Al, Ga, Tl, In, Sc (+3)
IV	C (±4, +2); Si (+4); Ge, Sn, Pb (+2, +4); Ti (+3, +4)
V	N (+1, +2, ±3, +4, +5); P (+1, ±3, +5); As, Sb, Bi (±3, +5)
VI	S, Se, Te, Po (±2, +4, +6)
VII	F (−1); Cl, Br, I (±1, +3, +5, +7)
VIII	Fe, Co, Ni (+2, +3)

ANOMALÍAS DE LOS E.O (PARA SUS COMPUESTOS)

ELEMENTO	BÁSICOS	ÁCIDOS	NEUTROS
Mn	+2 y +3	+4, +6, +7	–
V	+2 y +3	+4 y +5	–
Cr	+2 y +3	+3 y +6	–
N	–	+3 y +5	+1, +2, +4
Bi	+3	+5	–

NOTA

Para determinar el estado de oxidación de un elemento sin recurrir a las tablas indicadas anteriormente, se aplica la siguiente regla práctica:

- Cuando un elemento se encuentra en estado libre es decir sin combinarse presenta: E.O = 0

  Ejemplo: $\overset{0}{Ag}$, $\overset{0}{Cu}$, $\overset{0}{O_2}$, $\overset{0}{H_2}$, $\overset{0}{N_2}$...

- En los compuestos químicos se observa:

  E.O (O) { −2: Generalmente; −1: Peróxidos; +2: F_2O }

  E.O. (H) { +1: Frente a los no metales; −1: Frente a los metales }

Además se cumple en todo compuesto:

Neutro: $\Sigma(EO) = 0$

Ionizado: $\Sigma(EO) = \text{Carga del ión}$

Ejemplo: Hallar los estados de oxidación el elemento Fósforo (P) y Calcio (Ca) en las especies químicas siguientes:



$$PH_3 \;:\; \sum EO = 0 \quad \overset{x\;+1}{PH_3} \;:\; x + 3(+1) = 0 \;\rightarrow\; x = -3$$

$$CaH_2 \;:\; \sum EO = 0 \quad \overset{x\;-1}{CaH_2} \;:\; x + 2(-1) = 0 \;\rightarrow\; x = +2$$

$$(PO_4)^{-3} \;:\; \sum EO = 0 \quad \overset{x\;-2}{(PO_4)^{-3}} \;:\; x + 4(-2) = -3 \;\rightarrow\; x = +5$$

NOMENCLATURA DE UN COMPUESTO

Para nombrar a un compuesto químico, se debe reconocer primero a que tipo de compuesto o función química pertenece, esto se puede establecer en base a su composición (elementos constituyentes) o mediante la identificación del grupo funcional.

CUADRO DE LAS PRINCIPALES FUNCIONES QUÍMICAS INORGÁNICAS

FUNCIÓN	COMPOSICIÓN	NOTACIÓN	GRUPO FUNCIONAL
HIDRURO (binario)	Elemento e Hidrógeno	EH_n	H: Hidruro
ÓXIDO (binario)	Elemento y Oxígeno	E_2O_n	O^{-2}: Óxido
HIDRÓXIDO (ternario)	Metal (M) y grupo (OH)	$M(OH)_n$	OH^{-1}: Ión hidróxilo
ÁCIDO (ternario)	"H", no metal y "O"	H_m (anión)	H^{+1}: Ión hidrógeno (protón)
SAL	Metal, no metal y "O"	M_m $(\text{anión})_n$	Catión y anión
PERÓXIDO	Metal	O_2^{2-}	O_2^{2-}

Donde:
- E : Elemento químico
- n : Valencia de los elementos
- m : Valencia del anión

Dentro de estos compuestos químicos se puede verificar la presencia de una especie en común el cual se denomina grupo funcional, el cual determina sus propiedades químicas.

SISTEMAS DE NOMENCLATURA

Aquí se indican los procedimientos así como la terminología que se utiliza para dar el nombre al compuesto químico, se considera los siguientes sistemas:

• CLÁSICA O TRADICIONAL

En este sistema el nombre del compuesto tiene la forma:

función – elemento – terminación

Las terminaciones empleadas en este sistema de nomenclatura dependen del valor del estado de oxidación del elemento, estas terminaciones son:

PREFIJOS Y TERMINACIONES	ORDEN CRECIENTE (↓)			
	1(EO)	2(EO)	3(EO)	4(EO)
Hipo.......oso			×	×
.........oso		×	×	×
..........ico	×	×	×	×
Hiper.......ico				×

• NOMENCLATURA STOCK

En este sistema de nomenclatura el nombre del compuesto tiene la forma:

función – elemento – (valencia)

La valencia del elemento químico se indica entre paréntesis y en números romanos.

• NOMENCLATURA SISTEMÁTICA

En este sistema de nomenclatura que es la empleada comúnmente por la IUPAC, el nombre del compuesto tiene la forma:

prefijo – función – prefijo – elemento

Los prefijos en este sistema indican la cantidad de veces que se repite el grupo funcional y el elemento químico, estos prefijos se indican a continuación:

PREFIJO	CANTIDAD	PREFIJO	CANTIDAD
mono	1	hexa	6
di	2	hepta	7
tri	3	octa	8
tetra	4	nona	9
penta	5	deca	10


NOTA

Se debe tener en cuenta que los compuestos se pueden formular en los tres sistemas de nomenclatura indicados anteriormente además del nombre común (comercial) o vulgar que pueda tener.

Ejemplo: Nombrar en los tres sistemas de nomenclatura a los compuestos:

- Para los óxidos del Hierro generados por sus 2 estados de oxidación:

Fe(+2; +3) $Fe^{+2} + O^{-2} \rightarrow FeO$: Óxido ferroso (tradicional)
: Óxido de Hierro (II) (stock)
: Monóxido de Hierro (sistemática)

$Fe^{+3} + O^{-2} \rightarrow Fe_2O_3$: Óxido férrico (tradicional)
: Óxido de Hierro (III) (stock)
: Trióxido de dihierro (sistemática)

FUNCIÓN HIDRURO

Agrupa a compuestos binarios en cuya estructura esta presente el átomo de hidrógeno unido a otro elemento químico, se pueden diferenciar dos tipos de hidruros, metálicos y no metálico lo cual depende del tipo de elemento unido al hidrógeno, su formulación se presenta de la forma general siguiente:

FORMULACIÓN	FÓRMULA
$\underbrace{\text{Elemento(E)}}_{E^n} + \underbrace{\text{Hidrógeno(H)}}_{H^1} \rightarrow \text{Hidruro}$	EH_n

• HIDRUROS METÁLICOS

Presentan gran carácter iónico, en estos compuestos de Hidrógeno participa con EO = −1. **Para su nomenclatura la IUPAC recomienda el sistema "stock".**

función – elemento – (valencia)

Si el metal posee 2 o más valencias este se indica mediante números romanos, pero si posee una sola valencia se omite el número romano.

Ejemplo: Las fórmulas y nombres de los hidruros de los metales siguientes son:

Pb(+2; +4) $Pb^{+4} + H^{-1} \rightarrow PH_4$: **Hidruro** de Plomo (IV) (stock)
: **Hidruro plúmbico** (tradicional)
: Tetrahiduro de Plomo (sistemática)

Ca(+2) $Ca^{+2} + H^{-1} \rightarrow CaH_2$: **Hidruro** de Calcio

Al(+3) $Al^{+3} + H^{-1} \rightarrow AlH_3$: **Hidruro** de Aluminio

Fe(+2; +3) $Fe^{+2} + H^{-1} \rightarrow FeH_2$: **Hidruro** de Hierro **(II)**

- **HIDRUROS NO METÁLICOS**

Presentan gran carácter covalente, en estos compuestos el átomo de Hidrógeno participa con EO = +1, eso significa que el no metal unido al hidrógeno sólo puede emplear su estado de oxidación negativo, **para su nomenclatura la IUPAC recomienda el sistema "sistemático"** acepta la utilización de **nombres comunes.**

prefijo – función – prefijo – elemento

Ejemplo: Las fórmulas y nombres de los hidruros de los no metales siguientes son:

N(±3; +5) $N^{-3} + H^{+1} \rightarrow NH_3$: Hidruro de Nitrógeno (stock)
: **Trihi**druro de **Nitrógeno** (sistemático)
: Amoniaco (nombre común)

C(+2; ±4) $C^{-4} + H^{+1} \rightarrow CH_4$: **Tetra**hidruro de **Carbono** (Metano)

FUNCIÓN ÓXIDO

Agrupa a compuestos binarios en cuya estructura contiene el átomo de oxígeno unido a otro elemento químico, dependiendo del tipo de elemento se puede clasificar como óxido metálico y no metálico. Su formulación se presenta de la forma general siguiente:

Grupo funcional O^{2-}

FORMULACIÓN	FÓRMULA
$\underbrace{\text{Elemento(E)}}_{E^{+n}} + \underbrace{\text{Oxígeno(O)}}_{O^{-2}} \rightarrow \text{Óxido}$	E_2O_n

- **ÓXIDOS METÁLICOS**

También se les llama óxidos básicos, ya que presentan comportamiento básico en solución, son esencialmente iónicos y **para su nomenclatura la IUPAC recomienda el uso del sistema "stock".**

función – elemento – (valencia)

Si el metal posee 2 o más valencias este se indica mediante números romanos, pero si posee una sola valencia se omite el número romano.

Ejemplo: Las fórmulas y nombres de los óxidos de los metales siguientes son:

Cu(+1; +2) $Cu^{+1} + O^{-2} \rightarrow Cu_2O$: **Óxido de cobre (I)** (stock)
: Óxido cuproso (tradicional)
: Monóxido de dicobre (sistemática)

$Cu^{+2} + O^{-2} \rightarrow Cu_2O_2$ <> CuO : **Óxido** de Cobre (II)

Mg(+2) $Mg^{+2} + O^{-2} \rightarrow Mg_2O_2$ <> MgO : **Óxido** de Magnesio

Au(+1; +3) $Au^{+3} + O^{-2} \rightarrow Au_2O_3$: **Óxido** de Oro (III)

- **ÓXIDOS NO METÁLICOS**

Denominados también óxidos ácidos (antiguamente anhídridos), ya que presentan comportamiento ácido en solución, son esencialmente covalentes, **para su nomenclatura la IUPAC recomienda el sistema "sistemático".**

prefijo – función – prefijo – elemento

Ejemplo: Las fórmulas y nombres de los óxidos de los no metales siguientes son:

N(±3; +5) $N^{+5} + O^{-2} \rightarrow N_2O_5$: **Pentoxido de dinitrogeno** (sistemático)
: Anhidrido nitrico (tradicional)
: Óxido de nitrógeno (V) (stock)

S(±2; +4; +6) $S^{+2} + O^{-2} \rightarrow S_2O_2$ <> SO : **Monóxido de Azufre** (sistemático)
: Anhidrido **hiposulfuroso** (tradicional)
: Óxido de Azufre (II) (stock)

$S^{+4} + O^{-2} \rightarrow S_2O_4$ <> SO_2 : **Dióxido de Azufre** (sistemático)
: Anhidrido sulfuroso (tradicional)

$S^{+6} + O^{-2} \rightarrow S_2O_6$ <> SO_3 : **Trióxido de Azufre** (sistemático)
: Anhidrido sulfurico (tradicional)

C(+2; ±4) $C^{+4} + O^{-2} \rightarrow C_2O_4$ <> CO_2 : **Dióxido de Carbono**
: Anhidrido carbónico

• PERÓXIDOS

Esta variedad de óxidos se presenta cuando el átomo de Oxígeno actúa con estado de Oxidación igual a –1, su nomenclatura esta restringida al uso del término **"peróxido" seguido del nombre del elemento** cuando presenta 2 E. O. utiliza el máximo E. O., su formulación se presenta de la siguiente manera:

FORMULACIÓN	NOTA
$\underbrace{\text{Óxido básico}}_{E_2O_n} + \underbrace{\text{Oxígeno(O)}}_{O} \rightarrow \underbrace{\text{Peróxido}}_{E_2(O_2)_n}$	Los subíndices de la fórmula no se simplifican

Ejemplo: Los nombres de los peróxidos formados a partir de los siguientes óxidos son:

Na(+1) $Na_2O + O \rightarrow Na_2O_2$: Peróxido de Sodio (oxilita)

Zn(+2) $ZnO + O \rightarrow ZnO_2$: Peróxido de Zinc

$H_2O + O \rightarrow H_2O_2$: Peróxido de Hidrógeno

También: $Fe^{3+} + O_2^{2-} \rightarrow Fe_2O_6$

• ÓXIDOS DOBLES

Se denomina también óxidos salinos, se originan por la unión de los óxidos metálicos de un mismo elemento donde este posee estados de oxidación que pueden ser +2 y +3 o en todo caso +2 y +4, presentan por fórmula general M_3O_4

Ejemplo: La formulación del óxido doble del metal Níquel es:

Ni(+2; +3) $NiO + Ni_2O_3 \rightarrow Ni_3O_4$: Óxido doble de Níquel
Óxido niquéloso – niquélico (tradicional)
: Óxido salino de niquel.

Ejemplo: La formulación del óxido doble del metal Plomo es:

Pb(+2; +4) $2PbO + PbP_2 \rightarrow Pb_3O_4$: Óxido doble de Plomo u óxido
Óxido plumboso – plúmbico(tradicional)
: Óxido salino de plomo.

FUNCIÓN HIDRÓXIDO

Agrupa a compuestos ternarios en cuya estructura encontramos a un catión metálico unido al ión hidroxilo (OH^-), estos compuestos se le conoce comúnmente como bases, generalmente se producen de la combinación de un óxido básico con el agua, **para nombrarlos la IUPAC, recomienda el sistema "stock"**. Grupo funcional OH^-

función – elemento – (valencia)

Si el metal posee 2 o más valencias este se indica mediante números romanos, pero si posee un sola valencia se omite el número romano. Su formulación presenta la forma general siguiente:

FORMULACIÓN	FÓRMULA
$\underbrace{\text{Óxido metálico}}_{M_2O_n} + H_2O \rightarrow \text{Hidróxido}$	$M(OH)_n$

En general, n: Estado de oxidación.

Ejemplo: Los fórmulas y nombres de los hidróxidos generados a partir de los siguientes óxidos con el agua son:

Al(+3) $Al_2O_3 + H_2O \rightarrow Al(OH)_3$: Hidróxido de Alumino (stock)
: Trihidróxido de Aluminio (sistemática)
: Hidróxido Alumínico (tradicional)

Co(+2; +3) $CoO + H_2O \rightarrow Co(OH)_2$: Hidróxido de Colbalto (II)

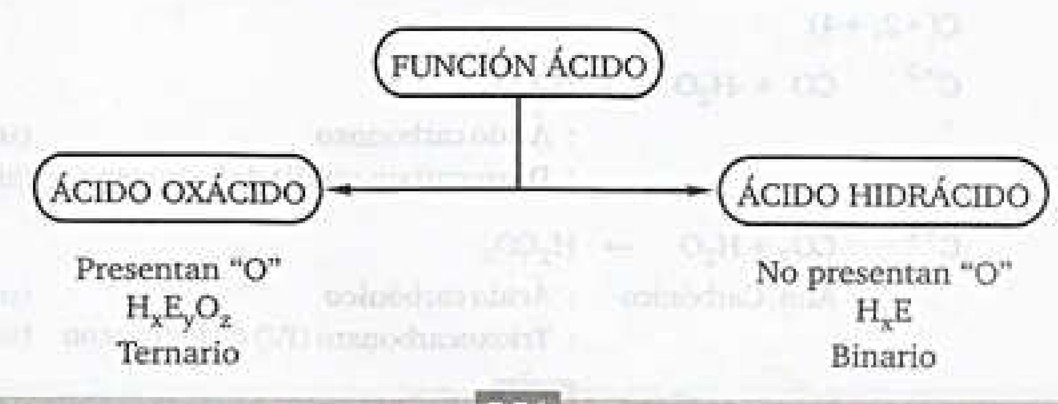
$Co^{2+} + (OH)^{-1} \rightarrow Co(OH)_2$

Hg(+1; +2) $Hg_2O + H_2O \rightarrow HgOH$: Hidróxido de Mercurio (I)

$Hg^{1+} + OH^{1-} \rightarrow Hg(OH)$

FUNCIÓN ÁCIDO

Los ácidos son compuestos que poseen en su estructura molecular uno o más átomos de hidrógeno, los cuales al disolverse en agua liberan átomos de hidrógeno en forma de catión H^+ llamado "ión hidrógeno", "protón" o "hidrogenión". Grupo funcional: H^+



• ÁCIDO OXÁCIDO

Agrupa a compuestos ternarios comúnmente conocido como ácido en cuya estructura encontramos a un anión poli atómico unido al ión Hidrógeno (H^{+1}) el cual en solución acuosa es liberado, estos compuestos se originan por combinación de un óxido ácido con el agua, **para su nomenclatura se emplea el sistema tradicional y sistemática.**

- Clásica: ácido / **prefijo** / no metal / **sufijo** Prefijo: Hipo o per; Sufijo: oso o ico
- Sistemática: **prefijo** / oxo / nometal(ato)(E. O. romanos)/ de Hidrógeno Prefijo: di; tri ...

Su formulación presenta la forma general siguiente:

FORMULACIÓN	FÓRMULA
Óxido no metálico + $H_2O \rightarrow$ Ácido oxácido Reacción de adición	$H_xE_yO_z$

Ejemplo: Las fórmulas y los nombres de los ácidos generados a partir de los siguientes óxidos con el agua son:

Cl(+1; +3; +5; +7)

Cl^{+1} $Cl_2O + H_2O \rightarrow H_2Cl_2O_2 <> HClO$
: Ácido **hipo**clor**oso** (tradicional)
: Oxoclorato (I) de hidrógeno (sistemático)

Cl^{+3} $Cl_2O_3 + H_2O \rightarrow H_2Cl_2O_4 <> HClO_2$
: Ácido clor**oso** (tradicional)
: **Dioxo**clorato (III) de hidrógeno (sistemático)

Cl^{+5} $Cl_2O_5 + H_2O \rightarrow H_2Cl_2O_6 <> HClO_3$
: Ácido clór**ico** (tradicional)
: **Trioxo**clorato (V) de hidrógeno (sistemático)

Cl^{+7} $Cl_2O_7 + H_2O \rightarrow H_2Cl_2O_8 <> HClO_4$
: Ácido **per**clór**ico** (tradicional)
: **Tetraoxo**clorato (VII) de hidrógeno (sistemático)

C(+2; +4)

C^{+2} $CO + H_2O \rightarrow H_2CO_2$
: Ácido carbon**oso** (tradicional)
: **Dioxo**carbonato (II) de hidrógeno (sistemático)

C^{+4} $CO_2 + H_2O \rightarrow H_2CO_3$
Anh. Carbónico : Ácido carbón**ico** (tradicional)
: **Trioxo**carbonato (IV) de hidrógeno (sistemático)

Otros ejemplos:

$\overset{+1}{H}\overset{x}{N}\overset{-2}{O_3}$ $\quad +1 + x - 6 = 0$

$x = +5$

N (+3, +5)

oso ico

: Ácido nítrico.

$\overset{+1}{H_2}\overset{x}{S}\overset{-2}{O_4}$ $\quad +2 + x - 8 = 0$

$x = +6$

S(+2; +4; +6)

Hipo oso ico
oso

: Ácido sulfúrico.

FORMULACIÓN DIRECTA DE OXÁCIDOS:

Oxácido de elemento (E)	Fórmula	N° de átomos de oxígeno
Valencia impar = x	HEO_n	$n = \frac{x+1}{2}$
Valencia par = x	H_2EO_n	$n = \frac{x+2}{2}$
B; P; As; Sb	H_3EO_n	$n = \frac{x+3}{2}$

Fórmula del ácido hipoyodoso

I(+1; +3; +5; +7)

Hipo

oso

$HIO_{\frac{x+1}{2}} \rightarrow HIO_{\frac{1+1}{2}} \rightarrow HIO$

• ÁCIDOS HIDRÁCIDOS

Son ácidos binarios que se originan por disolución en agua de hidruros correspondientes a los no metales de los grupos VIA (S; Se; Te) y VIIA (F; Cl; Br; I), poseen propiedades similares a los oxácidos pero el anión correspondientes es monoatómico, estos ácidos se nombran empleando la terminación "hídrico". Fórmula general: H_xE.

- $H_xE_{(ac)}$: Ácido/No metal hídrico (más usado en solución acuosa.)
- $H_xE_{(g)}$: No metal uro de hidrógeno.

Ejemplo:

$H^{+1} + S^{-2} \rightarrow H_2S_{(ac)}$: Ácido Sulfhídrico

$H_2S_{(g)}$: Sulfuro de hidrógeno

$H^{+1} + Cl^{-1} \rightarrow HCl_{(ac)}$: Ácido clorhídrico

$HCl_{(g)}$: Cloruro de hidrógeno



NOTA

Sino te especifican el estado, las 2 son válidas.

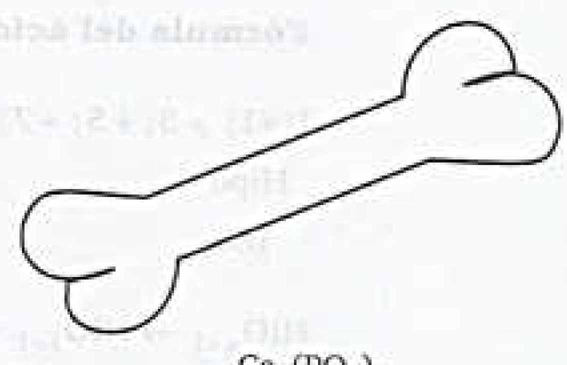
FUNCIÓN SAL

Agrupa a compuestos binarios (sales haloideas) o ternarios (sales oxisales) que se originan por reacción de neutralización entre hidróxido y un ácido de elevado carácter iónico, para nombrarlos **la IUPAC recomienda el sistema "stock", indicando primero el nombre del anión seguido del catión**, su formulación presenta la forma general siguiente:

FORMULACIÓN	FÓRMULA
$\underbrace{\text{Hidróxido}}_{M(OH)_n} + \underbrace{\text{ácido}}_{H_m(\text{anión})} \rightarrow \text{Sal} + H_2O$	$M_m(\text{anión})_n$



NaCl



$Ca_3(PO_4)_2$

• NOMENCLATURA DE ANIONES

En la formulación de las sales los aniones provienen del ácido, cuando este libera completamente o parcialmente sus protones (H^+) por lo tanto su nombre depende del tipo de ácido y de la valencia del no metal, la forma de su nomenclatura es la siguiente:

Nomenclatura:

$$[\text{Anión}]^{n-}[\text{Catión}]^{m+} \rightarrow [\text{Anión}]_m[\text{Catión}]_n$$

Nomenclatura: Primero se nombra el anión y luego al catión.

TIPO DE ÁCIDO	TERMINACIÓN EN ÁCIDO	TERMINACIÓN DE ANIÓN	TIPO DE SAL QUE FORMA
oxácido	..............oso	...............ito	oxisal
	..............ico	..............ato	
hidrácido	........hidrico	.............uro	haloidea

Ejemplos: $\underbrace{HClO}_{\text{ácido hipocloroso}} \xrightarrow{-H} \underbrace{ClO^{-1}}_{\text{hipoclorito}}$

$\underbrace{H_2S_{(ac)}}_{\text{ácido sulfhídrico}} \xrightarrow{-2H} \underbrace{S^{-2}{}_{(ac)}}_{\text{sulfuro}}$



$\underbrace{H_2CO_3}_{\text{ácido carbónico}} \xrightarrow{-2H} \underbrace{CO_3^{-2}}_{\text{carbonato}}$

$\underbrace{HCl_{(ac)}}_{\text{ácido clorhídrico}} \xrightarrow{-2H} \underbrace{Cl^{-1}{}_{(ac)}}_{\text{cloruro}}$

Si en el anión existen hidrógenos, se dice que tiene carácter ácido, se nombra generalmente tomando en cuenta el siguiente cuadro:

N° de hidrógenos no sustituidos	Prefijo	Sufijo
La mitad		bi ....
1H	hidrógeno	ácido
2H	dihidrógeno	diácido
3H	trihidrógeno	triácido
⋮	⋮	⋮

Ejemplo: Las fórmulas y nombres para los aniones de los siguientes ácidos son:

$\underbrace{H_2CO_3}_{\text{ácido carbónico}} \xrightarrow{-2H} HCO_3^{-1}$: Carbonato ácido
: Bicarbonato
: hidrógeno carbonato

$\underbrace{H_3PO_4}_{\text{ácido fosfórico}} \xrightarrow{-H} H_2PO_4^{-1}$: Fosfato diácido
: dihidrógeno fosfato

$\underbrace{H_2S_{(ac)}}_{\text{ácido sulfhídrico}} \xrightarrow{-2H} HS^{-1}$: Sulfuro ácido
: Bisulfuro
: hidrógeno sulfuro

SALES HALOIDEAS

Estas sales se originan cuando en el proceso de neutralización participa un ácido hidrácido, son sales binarias ya que no poseen átomos de oxígeno en su estructura.

HIDRÓXIDO + HIDRÁCIDO → SAL HALOIDEA + AGUA

Ejemplo: La fórmula y nombre de la sal formada a partir del proceso de neutralización siguiente es:

$Ca(OH)_2 + HCl_{(ac)} \rightarrow CaCl_2 + H_2O$: $CaCl_2$ Cloruro de calcio (stock)
Cloruro cálcico (tradicional)

Otros ejemplos:

Fe(+2; +3) $Fe^{+2} + Cl^{-1} \rightarrow FeCl_2$: Cloruro de Hierro (II) (stock)
: Cloruro Ferroso (tradicional)

$Fe^{+3} + Cl^{-1} \rightarrow FeCl_3$: Cloruro de Hierro (III) (stock)
: Cloruro Férrico (tradicional)

Ca(+2) $Ca^{+2} + HS^{-1} \rightarrow Ca(HS)_2$: Sulfuro ácido de calcio (stock)
: Hidrógeno sulfuro de calcio
: Bisulfuro de calcio

SALES OXISALES

Estas sales se originan cuando en el proceso de neutralización participa un ácido oxácido, son sales ternarias.

HIDRÓXIDO + OXÁCIDO → SAL OXISAL + AGUA

Ejemplos:

$NaOH + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + H_2O : Na_2SO_4$: Sulfato de sodio (stock)
: Sulfato sódico (tradicional)
: tetraoxosulfato (VI) de sodio (sistemática)

$Ca^{+2} + CO_3^{-2} \rightarrow Ca_2(CO_3)_2 <> CaCO_3$: Carbonato de calcio (stock)
: Carbonato calcico (tradicional)
: trioxocarbonato (IV) de calcio (sistemática)

Fe(+2; +3)

$Fe^{+3} + SO_4^{-2} \rightarrow Fe_2(SO_4)_3$: Sulfato de hierro (III) (stock)
: Sulfato férrico (tradicional)
: tetraoxosulfato (VI) de hierro (sistemática

$Na^{+1} + HSO_4^{-1} \rightarrow NaHSO_4$: Sulfato ácido de sodio
: Bisulfato de sodio
: hidrogenotetraoxosulfato (VI) de sodio



EJERCICIOS DE APLICACIÓN



1. Halle los estados de oxidación de los elementos manganeso y cromo en las siguientes especies:

$$(MnO_4)^{1-} \text{ y } H_2Cr_2O_7$$

Rpta.: ....

2. Identifique la relación incorrecta nombre fórmula para los siguientes hidruros especiales:
I) NH_3: Amoniaco II) H_2O:Oxano (agua)
III) BH_3: Borano.
IV) CH_4: Metano. V) PH_3: Arsina

Rpta.: ....

3. Identifique la relación incorrecta nombre fórmula para los siguientes óxidos:
I) Fe_2O_3: óxido férrico.
II) PbO: óxido plumboso.
III) CaO: óxido cálcico.
IV) Au_2O: óxido áurico.
V) Al_2O: óxido alumínico.

Rpta.: ....

4. ¿Cuántos átomos por unidad fórmula poseen el óxido de zinc y el óxido plúmbico respectivamente?

Rpta.: ....

5. Indique las fórmulas correctas para los óxidos de azufre y cloro cuando estos actúan con sus mayores valores de estados de oxidación:
I) SO_2 y ClO_7 II) SO_4 y ClO_3
III) SO_3 y Cl_2O_7
IV) SO_3 y Cl_2O_5 V) SO_2 y Cl_2O

Rpta.: ....

6. Identifique la relación incorrecta nombre fórmula para los siguientes hidróxidos:
I) $Fe(OH)_2$: Hidróxido ferroso.
II) NaOH: Hidróxido de sodio.
III) $Ni(OH)_3$: Hidróxido niquélico.
IV) $Pb(OH)_4$: Hidróxido plúmbico.
V) HgOH: Hidróxido mercúrico.

Rpta.: ....

7. Identifique las fórmulas de los hidróxidos producto de las siguientes reacciones:

$$K_2O + H_2O \rightarrow \ldots\ldots$$
$$CaO + H_2O \rightarrow \ldots\ldots$$

Rpta.: ....

8. Identifique la relación incorrecta nombre fórmula para los siguientes ácidos:
A) HNO_3: ácido nítrico.
B) $HClO_3$: ácido clórico.
C) H_3BO_3: ácido bórico.
D) HBrO: ácido bromoso.
E) H_2SO_4: ácido sulfúrico.

Rpta.: ....

9. Identifique las fórmulas de los ácidos producto de las siguientes reacciones:

$$SO_2 + H_2O \rightarrow \ldots\ldots$$
$$Cl_2O + H_2O \rightarrow \ldots\ldots$$

Rpta.: ....

10. Identifique la relación incorrecta nombre fórmula para los siguientes sales:
I) $CaCl_2$: cloruro de calcio.
II) KNO_2: nitrito de potasio.
III) $BaSO_4$: sulfato de bario.
IV) $KBrO_4$: bromato de potasio.
V) NaClO: hipoclorito de sodio.

Rpta.: ....

PROBLEMAS RESUELTOS

PROBLEMA 1 Determine el estado de oxidación del elemento subrayado correspondiente:

I. $\underline{N}_2H_4$ II. $K_2\underline{Cr}_2O_7$

III. $\underline{Mn}O_4^{-2}$ IV. $[\underline{Ti}(H_2O)]^{+2}$

A) -4; +6; +7; +2
B) -2; +6; +6; +2
C) -3; +7; +6; -2
D) +4; +6; +5; -2
E) +2; +6; +4; +2

Resolución: El estado o número de oxidación (EO) de un elemento en un compuesto se determinan sgún:

$$\sum E.O = \text{cero} \ , \ \sum E.O = \text{Carga de la especie}$$

Las especies:

I. $\overset{(x)}{N_2}\ \overset{(+1)}{H_4}$ $\sum EO = 0$

$2x + 4(+1) = 0 \Rightarrow x = -2$

II. $\overset{(+1)}{K_2}\ \overset{(x)}{Cr_2}\ \overset{(-2)}{O_7}$ $\sum EO = 0$

$2(+1) + 2x + 7(-2) = 0 \Rightarrow x = +6$



III. $\overset{x}{Mn}\ \overset{(-2)}{O_4}{}^{-2}$ $\sum EO = -2$

$x + 4(-2) = -2 \Rightarrow x = +6$

IV. $[\overset{x}{Ti}\underbrace{\overset{(0)}{(H_2O)}}_{\text{especie neutra}}]^{+2}$ $\sum EO = +2$

$x + 0 = +2 \Rightarrow x = +2$

∴ CLAVE: B

PROBLEMA 2 Identifique un óxido básico:

A) Na_2O_2
B) CrO_3
C) H_2O_2
D) BaO
E) Cl_2O_7

Resolución: Los óxidos siguientes se pueden clasificar como:

- Peróxidos (EO(0) = –1)

ÓXIDO BÁSICO + OXÍGENO → PERÓXIDO

$\underset{(+1)(-1)}{Na_2\ O}$ $\underset{(-1)}{O}$ Na_2O_2

- Óxidos no metálicos (óxidos ácidos – Anhídridos)

Cl_2O_7 EO(Cl) = +1, +3, +5, +7 (no metal)

$\overset{(+6)}{Cr\,O_3}$ EO(Cr) = +6 (no metal)

	Como Base	Como Ácido
Cr	+2 +3	+6

- Óxidos metálicos (óxidos básicos)

BaO EO(Ba) = +2 (metal)

∴ CLAVE: D

PROBLEMA 3 La nomenclatura "stock" de los siguientes óxidos básicos es:

I. Fe_2O_3 II. PbO_2

A) Óxido férrico ; Óxido plúmbico
B) Trióxido de hierro ; Dióxido de plomo
C) Óxido de hierro (III) ; Óxido de plomo (IV)
D) Trióxido de hierro (III) ; Dióxido de plomo (IV)
E) Óxido ferroso ; Óxido plumboso

Resolución: Sistema de nomenclatura "stock":

FUNCIÓN / DE / ELEMENTO (VALENCIA)

$\overset{(+3)}{Fe_2O_3}$ Óxido de hierro (III)

$\overset{(+4)}{PbO_2}$ Óxido de plomo (IV)

∴ CLAVE: C

PROBLEMA 4 Indique en que caso el nombre no corresponde a la fórmula química.

A) N_2O_5 : Pentóxido de dinitrogeno
B) N_2O_3 : Trióxido de nitrógeno
C) NO : Monóxido de nitrógeno
D) NO_2 : Dióxido de nitrógeno
E) N_2O : Monóxido de dinitrogeno

Resolución: La nomenclatura sistemática para óxidos no metálicos:

PREFIJO / FUNCIÓN / DE / PREFIJO / NO METAL

- PREFIJO (1.º): Mono, Di, Tri, ⋮
- PREFIJO (2.º): Di, Tri, ⋮

- N_2O_5 : Pentóxido de dinitrogeno
- N_2O_3 : Trióxido de dinitrogeno
- NO : Monóxido de nitrógeno
- NO_2 : Dióxido de nitrógeno
- N_2O : Monóxido de dinitrogeno

∴ CLAVE: B

PROBLEMA 5 Indique el hidróxido mal nombrado:

A) $Co(OH)_3$: Hidróxido de cobalto (III)
B) $Ba(OH)_2$: Hidróxido de bario
C) $LiOH$: Hidróxido de litio
D) $Cr(OH)_3$: Hidróxido cromoso
E) $Fe(OH)_3$: Hidróxido férrico

Resolución: Los hidróxidos son compuestos iónicos ternarios que se producen:

ÓXIDO BÁSICO + H_2O → HIDRÓXIDO
(METAL$(OH)_n$)

Nomenclatura: Stock: hidróxido / metal / (val)
Tradicional: hidróxido / metal / sufijo (– oso, – ico)

$Co(OH)_3$	Co +2 <u>+3</u>	Hidróxido de cobalto (III) Hidróxido cobaltico
$Ba(OH)_2$	Ba +2	Hidróxido de bario Hidróxido barico
$LiOH$	Li +1	Hidróxido de litio Hidróxido lítico
$Cr(OH)_3$	Cr metal(+2, <u>+3</u>)	Hidróxido de cromo (III) Hidróxido crómico
$Fe(OH)_3$	Fe +2 <u>+3</u>	Hidróxido de hierro (III) Hidróxido férrico

Se observa que el $Cr(OH)_3$ no lleva el nombre correcto.

∴ CLAVE: D

PROBLEMA 6 Indique el nombre incorrecto:

A) HNO_3 : Trioxonitrato (V) de hidrógeno
B) H_2SO_4 : Tetraoxosulfato (VI) de hidrógeno
C) $HClO_4$: Ácido perclórico
D) HNO_2 : Ácido nitroso
E) $HClO_3$: Ácido cloroso

Resolución: Los oxácidos son compuestos covalente ternarios que se producen:

ÓXIDO ÁCIDO + H_2O → OXÁCIDO

Nomenclatura: Sistemática: prefijo / oxo / no metal (val) / de hidrógeno
prefijo: mono, di, tri, ⋮ — no metal: (ato)

Tradicional: ácido / prefijo / no metal / sufijo
prefijo: hipo–, per– — sufijo: –oso, –ico

(+5) HNO_3	N no metal(+3,+5)	Trioxo nitrato (V) de hidrógeno Ácido nítrico
(+6) H_2SO_4	S +2, +4, +6	Tetraoxo sulfato (VI) de hidrógeno Ácido sulfúrico
(+7) $HClO_4$	Cl +1, +3, +5, +7	Tetraoxo clorato (VII) de hidrógeno Ácido perclórico
(+3) HNO_2	N no metal(+3,+5)	Dioxo nitrato (III) de hidrógeno Ácido nitroso
(+5) $HClO_3$	Cl +1, +3, +5, +7	Trioxo clorato (V) de hidrógeno Ácido clórico

Se observa que el $HClO_3$ no lleva el nombre correcto.

∴ CLAVE: E

PROBLEMA 7 Los compuestos: CaH_2 ; KH ; AlH_3 ; CuH_2 son:

A) Compuestos órgano metálicos
B) Compuestos de naturaleza ácida
C) Ácidos hidrácidos
D) Hidruros
E) Hidrocarburos

Resolución: Los compuestos binarios siguientes:

- CaH_2 : Hidruro de calcio
- KH : Hidruro de potasio
- AlH_3 : Hidruro de aluminio
- CuH_2 : Hidruro de cobre (II)

Corresponden a hidruros metálicos ya que Ca, K, Al, Cu son metales.

∴ CLAVE: D

PROBLEMA 8 En la relación de compuestos químicos siguientes, indique cuántos ácidos hidrácidos existen:

CaH_2 ; CH_4 ; NH_3 ; $H_2S_{(ac)}$; H_2O ; $HCl_{(ac)}$

A) 1 B) 2 C) 3
D) 4 E) 5

Resolución: Ácidos hidrácidos vienen a ser hidruros de no metales de los grupos:
VI A: Anfígenos (S, Se, Te) (excepto el "O")
VIIA: Halógenos (F; Cl, Br, I)
en solución acuosa.

$H_2S_{(ac)}$	Ácido sulfhídrico
$H_2Se_{(ac)}$	Ácido selenhídrico
$H_2Te_{(ac)}$	Ácido telurhídrico
$HF_{(ac)}$	Ácido fluorhídrico
$HCl_{(ac)}$	Ácido clorhídrico
$HBr_{(ac)}$	Ácido bromhídrico
$HI_{(ac)}$	Ácido yohídrico

De la lista de compuestos:

CaH_2 ; CH_4 ; NH_3 ; $\underline{H_2S_{(ac)}}$; H_2O ; $\underline{HCl_{(ac)}}$

Solo dos son hidrácidos.

∴ CLAVE: B

PROBLEMA 9 Indique el ión poliatómico con nomenclatura incorrecta:

A) PO_4^{3-} : Ión fosfato
B) NO_3^- : Ión nitrato
C) ClO^- : Ión clorito
D) SO_4^{2-} : Ión sulfato
E) ClO_4^- : Ión perclorato

Resolución: Nomenclatura de oxianiones:

OXÁCIDOS		OXIANIONES
Hipo ...... oso	→	Hipo ..... ito
...... oso	→	...... ito
...... ico	→	...... ato
Per .... ico	→	Per .... ato

$\overset{(x)(-2)}{P\,O_4^{3-}}$ $x + 4(-2) = -3$, $x = +5$	P +3; <u>+5</u>	Fosf<u>ato</u>
$\overset{(x)(-2)}{N\,O_3^{-}}$ $x + 3(-2) = -1$, $x = +5$	N +3; <u>+5</u>	Nitr<u>ato</u>
$\overset{(x)(-2)}{Cl\,O^{-}}$ $x + (-2) = -1$, $x = +1$	Cl <u>+1</u>; +3; +5; +7	<u>Hipo</u>clor<u>ito</u>
$\overset{(x)(-2)}{S\,O_4^{2-}}$ $x + 4(-2) = -2$, $x = +6$	S +2; +4; <u>+6</u>	Sulf<u>ato</u>
$\overset{(x)(-2)}{Cl\,O_4^{-}}$ $x + 4(-2) = -1$, $x = +7$	Cl +1; +3; +5; <u>+7</u>	<u>Per</u>clor<u>ato</u>

Luego el ClO^- posee nombre incorrecto.

∴ CLAVE: C

PROBLEMA 10 Marque la relación incorrecta:

A) Sulfato de aluminio : $Al_2(SO_4)_3$
B) Hipoclorito de sodio : NaClO
C) Nitrato férrico : $Fe(NO_3)_3$
D) Carbonato de potasio : KCO_3
E) Fosfato niquélico : $Ni_3(PO_4)_2$

Resolución: Los nombres correctos para las oxisales son:

(+6) $Al_2(SO_4)_3$	S +2, +4, <u>+6</u>	Sulf<u>ato</u> de aluminio
(+1) NaClO	Cl <u>+1</u>, +3, +5, +7	<u>Hipo</u>clor<u>ito</u> de sodio
(+3) (+5) $Fe(NO_3)_3$	N (+3, <u>+5</u>) Fe (+2, <u>+3</u>)	Nitr<u>ato</u> férr<u>ico</u>
(+4) K_2CO_3	C +2, <u>+4</u>	Carbon<u>ato</u> de Potasio
(+2) (+5) $Ni_3(PO_4)_2$	P (+3, <u>+5</u>) Ni (<u>+2</u>, +3)	Fosf<u>ato</u> niquel<u>oso</u>

Observamos que el $Ni_3(PO_4)_2$ no lleva nombre correcto

∴ CLAVE: E

PROBLEMA 11 Los elementos del grupo 17 de la Tabla Periódica Moderna son conocidos como halógenos ("formadores de sales"). ¿Cuál de los siguientes compuestos corresponde a una sal de un halógeno? **ADMISIÓN UNI 2017 - I**

A) NH_4NO_3 B) K_2S C) NaCl
D) Mg_3N_2 E) Br_2

Resolución: Los elementos del grupo 17 (VII A) se denominan halógenos, estos elementos son: F; Cl; Br; I.
De las alternativas, una sal de un halógeno es el NaCl.

∴ CLAVE: C

PROBLEMA 12 Indique la atomicidad de la unidad fórmula del óxido del elemento que se encuentra en el grupo IIIA y periodo 3.
Dato: Z: B = 5 ; Na = 11 ; Al = 13 ; Ga = 31 ; As = 33

A) 2 B) 3 C) 4
D) 5 E) 6

Resolución: El número atómico (Z) del elemento del período 3 y grupo IIIA es:

CE: .... $ns^2\,np^1$

CE: .... $3s^2\,3p^1$

CE: $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^1$ $\therefore$ Z = 13

Se trata del aluminio (Al) valencia = 3 (Grupo IIIA), su óxido es:

$$Al^3 + O^2 \rightarrow Al_2O_3$$

Atomicidad = 5

$\therefore$ CLAVE: D

PROBLEMA 13 Se tiene un metal "M" cuya atomicidad por unidad fórmula de su óxido es 3, ¿cuál es la fórmula del hidróxido formado por dicho metal?

A) MOH B) $M(OH)_2$ C) $M(OH)_3$
D) $M(OH)_4$ E) $M(OH)_5$

Resolución: Los óxidos son compuestos binarios que se producen por combinación de un elemento (E) con el oxígeno:

ELEMENTO + OXÍGENO → ÓXIDO

- La fórmula general de un óxido metálico es:

$METAL_2O_n$; n = Valencia del metal

- Atomicidad del óxido es 3; por lo tanto la valencia del metal es 1 (n = 1).

Los hidróxidos son compuestos ternarios (iónicos) que se produce de la combinación entre un óxido básico y el agua:

$$METAL_2O_n + H_2O \rightarrow METAL\,(OH)_n$$

La fórmula del hidróxido formado por dicho metal es: MOH

$\therefore$ CLAVE: A

PROBLEMA 14 ¿Cuántos átomos de oxígeno habrá en 10 moléculas de un ácido oxácido cuyo elemento central pertenece al grupo VIA y actúa con su mayor valencia?

A) 10 B) 12 C) 16
D) 32 E) 40

Resolución: Los oxácidos son ácidos ternarios que en su estructura poseen al átomo de oxígeno, se producen:

$$\boxed{\text{ÓXIDO ÁCIDO} + H_2O \rightarrow \text{OXÁCIDOS}}$$

Se caracterizan por liberar uno o más hidrógenos (H^+)

- Diproticos ($2H^+$ liberables)

$$H_2EO_n \qquad n = \frac{EO(E)}{2} + 1 \quad ; \ EO(E): PAR$$

- Monoproticos ($1H^+$ liberables)

$$HEO_n \qquad n = \frac{EO(E)+1}{2} \quad ; \ EO(E): IMPAR$$

Los elementos no metálicos del grupo VIA que pueden formar un oxácido presentan estado de oxidación: ±2, +4, +6.

La fórmula del oxácido del elemento (E^{+6}) es: H_2EO_4

$$1 \text{ molécula del ácido} \xrightarrow{\text{contiene}} 4 \text{ átomos O}$$

$$10 \text{ moléculas del ácido} \xrightarrow{\text{contiene}} x$$

$$\Rightarrow \ x = 40 \text{ átomos "O"}$$

∴ CLAVE: E

PROBLEMA 15 Un anhídrido tetratómico reacciona con el agua para formar un ácido oxácido. Indique el número de átomos de oxígeno que posee dicho ácido.

A) 1 B) 2 C) 3
D) 4 E) 5

Resolución: Un anhídrido también es conocido como óxido no metálico cuya fórmula general es:

$$\boxed{\text{NO METAL}_2\,O_n} \ ; \ n = \text{Valencia del no metal}$$

Si presenta una atomicidad igual a 4; n = 6

$$\text{NO METAL}_2\,O_6 \ <> \ \text{NO METAL}\,O_3$$

Formando el oxácido:

$$\text{NO METAL } O_3 + H_2O \rightarrow H_2 \text{ NO METAL } O_4$$

Número de átomos del oxígeno en el ácido es 4

∴ CLAVE: D

PROBLEMA 16 Indique verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

I. Los ácidos oxácidos que son dipróticos presentan el no metal con estado de oxidación par.

II. El ácido carbónico es un ácido oxácido diprótico.

III. El nombre del H_2SeO_3 ácido selenioso.

A) VVF B) VFV C) VVV
D) FVV E) FFV

Resolución: I. (V) : Las formas genéricas para los oxácidos:

MONO PRÓTICOS	DI PRÓTICOS
($1\,H^+$ liberado)	($2H^+$ liberado)
$H\,EO_n$	$H_2\,EO_n$
$n = \frac{EO(x)+1}{2}$	$n = \frac{EO(x)+2}{2}$
EO(x): impar	EO(x): par

II. (V) : De acuerdo a la estructura del ácido carbónico: H_2CO_3

$$\begin{array}{c} O \\ \| \\ C \\ \diagup \quad \diagdown \\ \underline{H}-O \qquad O-\underline{H} \end{array}$$: Ácido diprótico

III. (V) : El compuesto: $H_2\overset{(+4)}{Se}O_3$

EO(Se): ±2, $\underline{+4}$, +6

Corresponde al ácido selenioso

∴ CLAVE: C



PROBLEMA 17 Indique verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

I. Los oxianiones se forman cuando un oxácido pierde total o parcialmente iones H^+.

II. El nombre del CO_3^{2-} es ión carbonato.

III. El ión amonio es el NH_4^+

A) VFV B) VVV C) FVV
D) VVF E) FFV

Resolución: I. (V) : Los oxianiones se producen por la pérdida total o parcial de los hidrógenos de los oxácidos.

Ejem. Para el H_2SO_4 (ácido sulfúrico)

$$H_2SO_4 \xrightarrow{-H^+} HSO_4^{-1} \quad \text{Bisulfato o sulfato ácido}$$

$$H_2SO_4 \xrightarrow{-2H^+} SO_4^{-2} \quad \text{Sulfato}$$

II. (V) : El ión CO_3^{-2} se produce por:

$$H_2CO_3 \xrightarrow{-2H^+} CO_3^{-2}$$

Ácido carbón<u>ico</u> Carbon<u>ato</u>

III. (V) : El ión amonio (NH_4^+) se produce de:

$$NH_3 + H^+ \rightarrow NH_4^+$$

(amonio)

∴ CLAVE: B

PROBLEMA 18 Indique la fórmula del hidruro del elemento que se encuentra en el grupo VA y periodo 3. Dato: Z : Al = 13 ; P = 15 ; As = 33 ; Se = 34 ; 36 = 51

A) AlH_3 B) PH_3 C) AsH_3
D) H_2Se E) SbH_3

Resolución: El número atómico (Z) del elemento del período 3 y grupo VA es:

CE : .... np^3 CE : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$

CE : .... $3p^3$ Z = 15

Se trata del fósforo (P) valencia = 3 (grupo VA)

Su hidruro es: $P^3 + H^1 \rightarrow PH_3$

∴ CLAVE: B

PROBLEMA 19 Un elemento "x" de valencia 4 (de estado de oxidación +4) forma parte del anión de un oxisal de cobre II. ¿Cuál sera la fórmula de dicha sal?

A) Cu_2X B) $Cu_3(HX)_2$ C) $CuXO_3$
D) $Cu(HXO_3)_2$ E) $CuH(XO_3)_2$

Resolución: Los oxianiones se producen por la pérdida total o parcial de los hidrógenos de los oxácidos.

- El oxácido del elemento (x^{+4}) es:

$$\overset{+1}{H_2}\overset{+4}{X}\overset{-2}{O_3} \Rightarrow H_2XO_3$$

- El oxianión formado es:

$$H_2XO^3 \xrightarrow{-2H^+} XO_3^{-2}$$

- Este a su vez se une con el cobre (EO: +2)

$$Cu^{+2} + XO_3^{-2} \rightarrow CuXO_3$$

∴ CLAVE: C



PROBLEMA 20 El no metal cloro forma un oxácido pentatómico, indique el nombre del oxisal neutra que se genera al combinarse el oxácido con el hidróxido de potasio.

A) Hipo clorito de potasio
B) Cloruro de potasio
C) Cloito de potasio
D) Clorato de potasio
E) Perclorato de potasio

Resolución: El cloro presenta los siguientes estados de oxidación:

$$EO(Cl) = \pm1, +3, +5, +7$$

Para formar un oxácido pentatómico se utiliza EO = +5

$$\overset{+1}{H}\overset{+5}{Cl}\overset{-2}{O_3} \rightarrow HClO_3 \quad \text{Ácido clórico}$$

Combinándose con el hidróxido de potasio (KOH)

$$KOH + HClO_3 \rightarrow \underline{K}\,\underline{ClO_3} + H_2O$$

Clorato de potasio

∴ CLAVE: D

PROBLEMAS PROPUESTOS

1. Sobre la formulación y nomenclatura de compuestos inorgánicos, indicar verdadero (V) o falso (F):

I. Nos indica los procedimientos para dar la fórmula y el nombre a los compuestos.
II. La valencia para un átomo que forma un enlace covalente indica el número de electrones ganados o perdidos.
III. El estado de oxidación solo existe para las especies que forman enlace iónico.
IV. El signo del estado de oxidación depende de la electronegatividad de los átomos que forman el compuesto.

A) VVVF B) VFVV C) FVVF D) VFFV E) FVVV

2. De las siguientes afirmaciones, indicar lo que no corresponde:

I. Los átomos neutros poseen número de oxidación cero.
II. En los enlaces covalentes el enlace dativo define valencia 2.
III. Los elementos no metales presentan estado de oxidación positivo frente a elementos menos electronegativos.
IV. Los estados de oxidación del Fluor son: ±1, +3, +5, +7.

A) Sólo I B) I y II C) III y IV D) Sólo III E) II y III

3. Hallar la suma de los estados de oxidación del elemento Cromo en los siguientes compuestos:

$Cr(OH)_3$, K_2CrO_4 y $K_2Cr_2O_7$

A) 15 B) 10 C) 12 D) 9 E) 18

4. Hallar los estados de oxidación para los elementos: N, Cr, Ba y P en sus respectivos compuestos:

- NH_4OH
- $K_2Cr_2O_7$
- BaO_2
- P_4H_2

A) +3, +6, +3, +2
B) +4, +7, +4, −1/2
C) −3, +7, +4, +1
D) +6, +3, +2, +1/2
E) −3, +6, +2, −1/2

5. Respecto a las afirmaciones, indicar lo que no corresponde:

I. Los metales poseen estados de oxidación positivo y los no metales valores negativos únicamente.
II. Son funciones binarias los hidruros y los óxidos así como los hidrácidos.
III. La nomenclatura Stock el conocimiento de la valencia es indispensable.

A) Sólo I B) I y I C) II y III D) I y III E) Sólo IV

6. Sobre los hidruros indicar verdadero (V) o falso (F):

I. Pueden ser metálicos o no metálicos diferenciándose por el estado de oxidación del hidrógeno.
II. Los hidruros de no metales del grupo VA poseen moléculas tetratomicas.
III. Todos los hidruros de los anfígenos y halógenos al disolverse en agua forman hidrácidos.
IV. La fórmula $LiAlH_4$ corresponde a un hidruro doble.

A) VFVF B) FVVF C) VVVV D) FVVV E) VVFV

7. Respecto a los óxidos, indicar lo que no corresponde:

I. Los óxidos básicos al disolverse en agua forman oxácidos.
II. En los anhídridos el Oxígeno actúa con E.O. negativo a excepción del compuesto F_2O.
III. En los peróxidos encontramos la especie: O_2^{-2}.
IV. El compuesto Pb_3O_4 corresponde a un óxido doble o salino.

A) Sólo I B) I y II C) II y III
D) Sólo III E) III y IV

8. Indicar el óxido que presenta mayor atomicidad:

A) Óxido cúprico
B) Óxido mercurioso
C) Monóxido de diyodo
D) Anhídrido carbónico
E) Óxido de hierro (III)

9. Sobre los hidróxidos, indicar verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

I. Son compuestos ternarios que poseen el grupo funcional $(OH)^{-1}$ llamado hidroxilo.
II. Se originan en base a los óxidos metálicos de ahí su carácter básico.
III. La soda y potasa cáustica son hidróxidos de metales alcalinos térreos.
IV. Los metales de los grupos IA y IIA lo forman al actuar directamente con el agua.

A) VVVV B) VVFV C) FFVV
D) FVVF E) VVVF

10. Es el óxido no metálico gaseoso empleado en las bebidas gasificadas y por lo general se libera en los procesos de combustión.

A) SO_2 B) CO_2 C) N_2O_5
D) O_3 E) HCl

11. Respecto a los sistemas de nomenclatura, indicar verdadero (V) o falso (F):

I. En la nomenclatura tradicional la terminación "oso" se emplea para el mayor valor del E.O.
II. En la nomenclatura "stock" se indica la valencia.
III. En la nomenclatura sistemática se emplea prefijos de cantidad de átomos.
IV. La terminación: "per...ico" se emplea para valencia 7.

A) VVVF B) FVFV C) FVVV
D) FVFF E) FVVF

12. Respecto a los óxidos, indicar lo que no corresponde:

I. Los óxidos metálicos al disolverse en agua forman hidróxidos.
II. Los óxidos ácidos se originan a partir de no metales.
III. El agua es un óxido anfótero.
IV. Los peróxidos se originan solo a partir de no metales.

A) I y II B) Sólo II C) III y IV
D) Sólo IV E) II y III

13. Cierto óxido metálico posee una unidad formula de 5 átomos, si el metal presente forma un hidróxido. Hallar su atomicidad.

A) 4 B) 5 C) 6
D) 3 E) 7

14. Hallar la suma de los estados de oxidación de los no metales en los siguientes óxidos: trióxido de Selenio y heptóxido de dibromo.

A) 4 B) 13 C) 10
D) 8 E) 11

15. En base a los sistemas de nomenclatura, que compuesto no presenta la formula correcta:

A) Pentoxido de dinitrógeno : N_2O_5
B) Óxido doble de Níquel : Ni_3O_4
C) Peroxido de Calcio : CaO_2
D) Óxido de Hierro (III) : FeO_3
E) Anhídrido hiposulfuroso : SO

16. Respecto a los hidróxidos, indicar verdadero (V) o falso (F):
I. Poseen propiedades básicas debido al grupo (OH^-).
II. Se originan a partir de óxidos no metálicos.
III. Los alcalinos y alcalinos térreos lo producen directamente al reaccionar con el agua.
IV. Sus nombres generalmente se basan en la nomenclatura "stock"

A) VFVV B) FVFV C) VFFV
D) FFVV E) VVVF

17. Es un hidróxido de un metal "térreo" comúnmente usado como antiácido común:

A) NaOH B) $Ca(OH)_2$ C) $Fe(OH)_3$
D) $Al(OH)_3$ E) KOH

18. Sobre los ácidos, indicar verdadero (V) o falso (F):
I. Los oxácidos son compuestos ternarios, mientras que los hidrácidos son binarios.
II. Los oxácidos se generan por reacción entre un óxido metálico y el agua.
III. Los términos meta, piro y orto se refieren a los ácidos poliácidos.
IV. La fórmula del aceite de vitriolo y agua fuerte son: H_2SO_4 y HNO_3 respectivamente.

A) VFFV B) VVVF C) FVFV
D) FVVF E) VFVF

19. De los siguientes ácidos oxácidos, indique el ácido que contiene un átomo central con estado de oxidación +6.

A) Ácido hipobromoso
B) Ácido crómico
C) Ácido arsenioso
D) Ácido yódico
E) Ácido silícico

20. Del siguiente grupo de oxianiones (radicales). indicar la relación fórmula – nombre incorrecto:

A) SO_3^{-2} : Sulfato
B) ClO_4^{-1} : perclorato
C) PO_4^{-3} : fosfato
D) BrO^{-1} : hipo bromito
E) HCO_3^{-1} : bicarbonato

21. Señale la relación correcta correspondiente a los siguientes radicales de los ácidos oxácidos.

A) Bromato : BrO_2^{-1}
B) Peryodato : IO_4^{-1}
C) Sulfuro ácido : HSO_3^{-2}
D) Permanganato : MnO_4^{-2}
E) Dicromato : $Cr_2O_6^{-2}$

22. Sobre las sales, indicar verdadero (V) o falso (F) según corresponda:
I. Se originan por el proceso de neutralización de un hidróxido y un ácido.
II. Las sales haloideas poseen átomos de oxígeno en su estructura.
III. Dichos compuestos poseen características netamente iónicas.
IV. Se denominan neutras cuando no poseen los grupos "H" y "OH".

A) FVFV B) VVVF C) FFFV
D) VFVV E) VFVF

23. Indique cual de las siguientes sales presenta mayor atomicidad.

A) Nitrato férrico
B) Hipoclorito de Sodio
C) Dicromato de potasio
D) Bromuro de Potasio
E) Sulfato cúprico

24. De las siguientes afirmaciones, indicar lo que no corresponde:

I. Los procesos de delicuescencia y eflorescencia tienen que ver con las sales hidratadas.
II. Una sal es delicuescente cuando tiene la propiedad de absorber agua.
III. La sal ácida siguiente: $NaHCO_3$ presenta propiedades antiácidas.
IV. Los alumbres son sales que producen luz en la oscuridad.

A) Sólo I B) I y II C) II y III
D) III y IV E) Sólo IV

25. Con relación a los ácidos, indicar lo que no corresponde:

I. Se clasifican como oxácidos e hidrácidos, siendo ambos ternarios.
II. Los oxácidos por lo general son más oxidantes que los hidrácidos.
III. El ácido dicromico es un oxácido tipo "meta".
IV. Los oxácidos del Fósforo y Boro solo existen en la variedad "orto".

A) Sólo I B) I y II C) I y III
D) III y IV E) Sólo IV

26. Hallar la suma de las atomicidades de los ácidos oxácidos cuyos nombres comunes (en solución acuosa) son: agua carbonatada y agua fuerte.

A) 10 B) 11 C) 12
D) 8 E) 15

27. Hallar la suma de los estados de oxidación de los no metales en los siguientes oxácidos: Ácido disulfúrico y ácido permangánico.

A) 10 B) 13 C) 12
D) 6 E) 9

28. Respecto a los ácidos hidrácidos, indicar verdadero (V) o falso (F):

I. Se originan a partir de hidruros de no metales de elevada electronegatividad (VIA y VIIA).
II. Sólo existen en soluciones acuosas.
III. Son ácidos ternarios de gran poder oxidante, siendo el más fuerte el $HF_{(ac)}$.
IV. Sus radicales tienen en su nomenclatura la terminación "...uro".

A) VVFV B) VFVF C) VVVF
D) VFFV E) FVVF

29. Hallar la suma de atomicidades de los siguientes radicales de los oxácidos: Perclórico y hiposulfito.

A) 5 B) 4 C) 3
D) 8 E) 6

30. Cierto no metal forma un óxido de molécula tetratómica, si dicho óxido se disuelve en el agua forma un oxácido. Hallar la atomicidad de dicho ácido, si el no metal actúa con la misma valencia.

A) 4 B) 5 C) 7
D) 3 E) 9

31. El alumbre común es una sal (sulfato) doble hidratada del Aluminio y Potasio que presenta una atomicidad de 48. Hallar la cantidad de moléculas de agua de cristalización.

A) 12 B) 10 C) 6
D) 8 E) 5

32. Respecto a las sales, indicar lo que no corresponde:

I. Son compuestos que resultan de la neutralización de un ácido y un hidróxido.
II. Los sales oxidales y las haloideas son las más comunes, representan compuestos binarios.
III. Las sales hidratadas se generan por el fenómeno de eflorescencia.
IV. Son compuestos de gran carácter covalente.

A) Sólo I B) I y II C) II y III
D) II, III y IV E) Sólo IV

33. Determinar las atomicidades de las sales oxisales: Permanganato de Potasio y dicromato de Potasio.

A) 20 B) 18 C) 15
D) 11 E) 17

34. En las siguientes alternativas señale aquella que contenga un no metal pentavalente.

A) Óxido crómico
B) Anhídrido sulfúrico
C) Pentóxido de dicloro
D) Óxido férrico
E) Peróxido de sodio

35. Con respecto a los compuestos inorgánicos lo incorrecto:

A) Metal alcalino + OH^- → Hidróxido
B) Óxido básico + O → Peróxido
C) No metal + Oxígeno → Anhídrido
D) Agua + Óxido básico → Hidróxido
E) Oxígeno + Elemento → Óxido

36. Un no metal forma un oxácido pentatomico. Hallar la atomicidad de su sal al combinarse con el hidróxido de sodio:

A) 2 B) 3 C) 4
D) 5 E) 6

37. Con respecto a los hidróxidos señale aquel que sea heptátomico:

A) Hidróxido ferroso
B) Hidróxido de calcio
C) Hidróxido de plomo (IV)
D) Hidróxido crómico
E) Hidróxido cuproso

38. En los siguientes compuestos señale aquella de mayor atomicidad:

A) Ácido sulfúrico
B) Ácido permangánico
C) Ácido carbónico
D) Ácido hipocloroso
E) Ácido nítrico

39. Marque la alternativa que corresponde a un compuesto ternario:

A) Hidruro de sodio
B) Metano
C) Ácido hipoyodoso
D) Borano
D) Silano

40. Un átomo presenta los siguientes números cuánticos para su último electrón (4, 1, –1, +1/2). Indicar la cantidad de átomos de oxígeno que hay en su respectivo óxido formado con su mayor E.O.

A) 2 B) 3 C) 4
D) 5 E) 6

41. A partir de los nombres siguientes para las sales. Indicar aquel que presente mayor atomicidad.

I. Sulfato cúprico
II. Bicarbonato de Sodio
III. Cloruro calcico
IV. Sulfato bibásico de Calcio

A) I B) II C) III
D) I y III E) IV

42. Señale la sal hidratada de mayor atomicidad:

A) Sulfato de calcio dihidratado
B) Clorato de sodio trihidratado
C) Tetraborato de calcio dihidratado
D) Sulfuro de Aluminio tetrahidratado
E) Cloruro férrico pentahidratado

43. Indicar la alternativa que contenga un no metal pentavalente:

A) Sulfato cúprico
B) Carbonato de calcio
C) Nitrito de sodio
D) fosfato de magnesio
E) Hipoclorito de sodio

44. Un anhídrido tetratómico reacciona con el agua para formar un oxácido. Hallar la cantidad de átomos de oxígeno en dicho ácido.

A) 2 B) 3 C) 4
D) 5 E) 1

45. En los siguientes compuestos señale aquella de menor atomicidad:

A) Ácido sulfúrico
B) Ácido permangánico
C) Ácido carbónico
D) Ácido hipocloroso
E) Ácido nítrico

46. Sobre los compuestos hidróxidos, indicar verdadero (V) o falso (F) según corresponda:
I. Pueden neutralizar a los ácidos.
II. Dan coloración rojo grosella a la fenoltaleina.
III. El NaOH y KOH en solución se emplean en la industria de los jabones.

A) FVF B) FFV C) VFF
D) VVV E) FVV

47. Indicar la suma de las atomicidades para los siguientes compuestos:
I. Trihiduro de Aluminio
II. Hematita
III. Pentoxido de di Nitrógeno

A) 16 B) 20 C) 12
D) 10 E) 14

48. Respecto a las siguientes afirmaciones, indicar verdadero (V) o falso (F) según corresponda:
I. Los ácidos oxácidos son compuestos formados por el Oxígeno y un no metal.
II. En el ácido clórico el número de oxidación del átomo central es +3.
III. La fórmula del ácido perbromico es: $HBrO_4$.
IV. Los hidrácidos son sustancias compuestas por el Hidrógeno y los elementos del grupo VIA y VIIA excepto el Oxígeno.

A) VFVF B) FFVV C) VVFF
D) FVVF E) FVFV

49. Señalar aquella relación incorrecta respecto a las características de los ácidos:
I. H_2SO_4: electrolito (agua de batería).
II. HNO_3: agua fuerte (disuelve a la plata).
III. H_2CO_3: ácido muy corrosivo.
IV. HCl: ácido presenta en el jugo gástrico.

A) Sólo I B) I y II C) II y III
D) Sólo III E) III y IV

50. Indicar la alternativa que no este correctamente relacionado, respecto a su formula – nombre:
I. $NaNO_3$: nitrato sódico.
II. $Pb(SO_4)_2$: sulfato de Plomo (II).
III. $CuSO_45H_2O$: sulfato de Cobre penta hidratado.

A) Sólo I B) I y II C) Sólo II
D) II y III E) Sólo III



Unidades Químicas de Masa

OBJETIVOS

- Interpretar el concepto de uma y su aplicación en átomos, moléculas y partículas subatómicas.
- Diferenciar masa isotópica, peso molecular y peso fórmula.
- Realizar cálculos con mol de átomos (átomo gramo) y con mol de átomos (mol gramo).
- Interpretar una fórmula química, tanto cuantitativamente como cualitativamente.
- Hallar la composición centesimal de un compuesto a partir de su fórmula y como establecer las fórmulas (empírica y molecular)

LORENZO ROMANO AMEDEO CARLO AVOGADRO (1776 – 1856), conde de Quarenga e Cerretto, fue un físico y químico italiano, profesor de Física en la universidad de Turín en 1 834. Inventó un número: el número de avogadro.



Hijo de un magistrado perteneciente a una antigua familia de Piamonte, el joven Amadeo sigue en primer lugar la vía paterna y obtiene una licencia de derecho en 1 795. Se inscribe luego como abogado de su ciudad natal – Turín. Pero su pasión por la Física y las Matemáticas que cultiva en solitario, lo empuja hacia estudios científicos tardíos. En 1 890, obtuvo un puesto de profesor de "filosofía positiva" en el Colegio real de Vercelli.

En 1 811, enuncia la hipótesis que se ha hecho célere bajo el nombre de ley de Avogadro (por estar completamente comprobada). Apoyándose en la teoría atómica de John Dalton y la ley de Gay – Lussac sobre los vectores de movimiento en la molécula, descubre que dos volúmenes iguales de gases diferentes, en las mismas condiciones de presión y temperatura, contienen el mismo número de moléculas. La dificultad más importante que tuvo que superar concernía a la confusión existente en aquella época entre átomos y moléculas. Una de sus contribuciones más importantes es clarificar la distinción entre ambos conceptos, admitiendo que las moléculas pueden estar constituidas por átomos. También efectúa la distinción entre los términos masa y peso.

En 1 814, publica *Memoria sobre las masas relativas de las moléculas de los cuerpos simples, o densidades esperadas de su gas, y sobre la constitución de algunos de sus compuestos, para servir seguidamente como ensayo sobre el mismo sujeto*, publicado en el *Journal de Physique*, julio de 1 811 que trata de la densidad de los gases.

INTRODUCCIÓN

Los cálculos llevados en la química se desarrollan principalmente en base a las reacciones químicas, esto implica la necesidad de conocer datos de cantidad relacionados principalmente con la masa. Para ello es importante disponer de las fórmulas químicas de las especies participantes, esto con la finalidad de hallar sus masas en términos del número de partículas con la utilización de los pesos atómicos, moleculares, masa molar etc. En el presente capítulo desarrollaremos el análisis cuantitativo y cualitativo de las muestras químicas a la luz de los términos mencionados.

CONCEPTO

En este capítulo de la química se estudia las diferentes formas de expresar las masas de las especies químicas, así como las unidades asociadas a ella con relación al número de partículas (átomos, iones, moléculas etc).

Los mínimos componentes químicos de la materia son los átomos y las moléculas, sus masas por ser muy pequeñas se expresan en "uma" (unidad de masa atómica) a partir de los siguientes términos:

UNIDAD DE MASA ATÓMICA (UMA)

Es la unidad patrón para expresar las masas de especies atómicas, partículas subatómicas, iones, moléculas. Se define como la doceava parte de la masa del átomo patrón el isótopo de Carbono (C – 12).

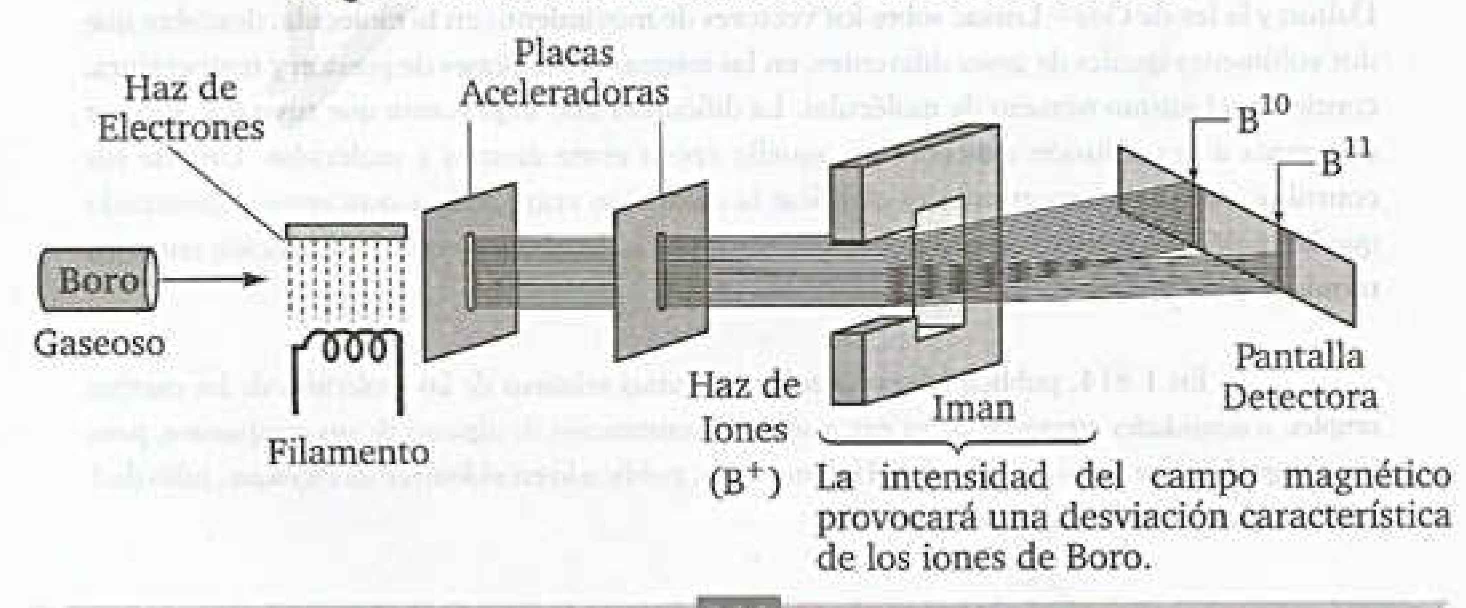
$$1\,\text{uma} = \frac{\text{masa del isótopo (C} - 12)}{12} = 1{,}66 \cdot 10^{-24}\,\text{g}$$

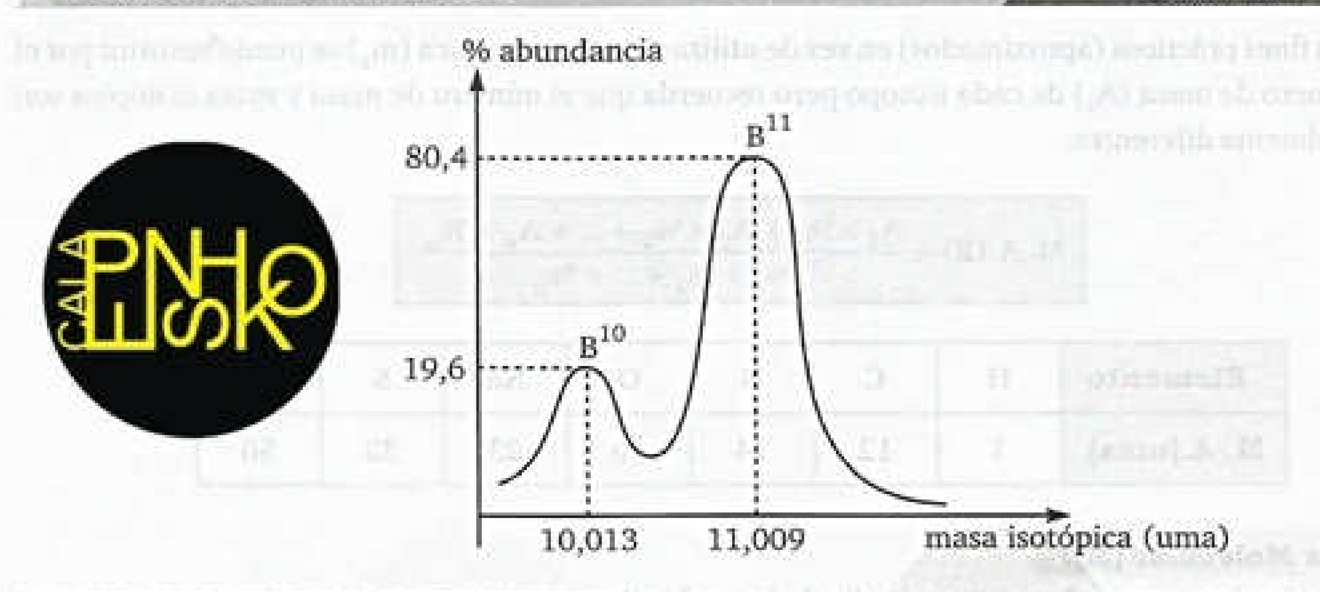
Se utiliza para medir las masas de partículas submicroscópicas

MASA ISOTÓPICA

Sabemos que los elementos químicos son una **mezcla de isótopos**, por lo tanto la masa relativa de un isótopo se denomina **masa isotópica** que es expresado en "uma" y se mide con instrumento llamado **espectrografo de masas**, que además nos indica el porcentaje de abundancia de cada isótopo.

ESQUEMA ILUSTRATIVO PARA ISÓTOPOS DEL BORO

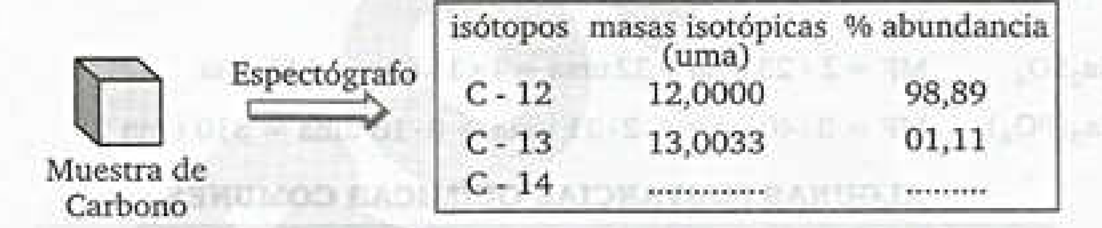




a. Masa atómica promedio (M. A.)

Este término expresa la masa promedio de los átomos de un elemento químico, su valor se determina a partir del promedio ponderado de las masas isotópicas de todos los isótopos que conforman un elemento.

El proceso de determinación de la masa atómica de un elemento, se inicia con la identificación de los isótopos de un elemento con el "espectrógrafo de masas", consideremos el procedimiento para el elemento carbono:



isótopos	masas isotópicas (uma)	% abundancia
C - 12	12,0000	98,89
C - 13	13,0033	01,11
C - 14	....	....

Por lo tanto la masa atómica promedio (M. A.) para el elemento Carbono será:

$$M. A. (C) = \frac{(!2,0000)98,89 + (13,0033)01,11}{100} = 12,011 = 12 \text{uma}$$

Ecuación general para evaluar la M. A. de un elemento con "E" con "n" isótopos.

Isótopos de elemento E	Masa isotópica	% de abundancia
^{A_1}E	m_1	$\%_1$
^{A_2}E	m_2	$\%_2$
⋮	⋮	⋮
^{A_n}E	m_n	$\%_n$

$$M. A.(E) = \frac{m_1 x \%_1 + m_2 x \%_2 + ... + m_n x \%_n}{100}$$

Con fines prácticos (aproximados) en vez de utilizar la masa isotópica (m_x) se puede sustituir por el número de masa (A_x) de cada isótopo pero recuerda que el número de masa y masa isotópica son totalmente diferentes.

$$M.\,A.\,(E) = \frac{A_1 \times \%_1 + A_2 \times \%_2 + ... + A_n \times \%_n}{\%_1 + \%_2 + ... + \%_n}$$

Elemento	H	C	N	O	Na	S	Fe
M. A.(uma)	1	12	14	16	23	32	56

b. Masa Molecular ($\overline{M}$):

Este término expresa la masa promedio de las moléculas de una sustancia química (covalente), su valor se determina sumando las masas atómicas de todos los átomos que forma la molécula.

H_2SO_4 $\overline{M} = 2 \cdot 1$ uma $+ 32$ uma $+ 4 \cdot 16$ uma $= 98$ uma

c. Masa formula (MF)

Este término expresa la masa promedio de las unidades formulas para los compuestos iónicos (recuérdese que ellos no forman moléculas) su valor es numéricamente igual a la masa molecular al igual que su calculo.

Na_2SO_4 MF $= 2 \cdot 23$ uma $+ 32$ uma $+ 4 \cdot 16$ uma $= 142$ uma

$Ca_3(PO_4)_2$ MF $= 3 \cdot 40$ uma $+ 2 \cdot 31$ uma $+ 8 \cdot 16$ uma $= 310$ uma

ALGUNAS SUSTANCIAS QUÍMICAS COMUNES

ÁTOMO	M. A.(uma)	MOLÉCULAS / UNIDADES FÓRMULA	$\overline{M}$ y M. F.(uma)
Na	23	CO_2	44
C	40	NaCl	58,5
S	32	NaOH	40
Fe	56	H_2SO_4	98
Cl	35,5	NH_3	17
N	14	Fe_2O_3	160
C	12	$CaCO_3$	100
Cu	63,5	O_3	48
Mg	24	$C_6H_{12}O_6$	180
P	31	H_3PO_4	98

MASAS DE LAS MUESTRAS QUÍMICAS

Cuando se emplea para los diferentes cálculos las muestras químicas se debe tomar en cuenta que están formadas por una cantidad enorme de átomos, iones o moléculas (depende del tipo de muestra) por lo tanto para expresar su masa se debe tener los siguientes términos:

a. Concepto de mol

La mol es un término de conteo que se utiliza para expresar las cantidades enormes de átomos, iones y moléculas principalmente en las muestras químicas, su valor indica $6{,}023 \cdot 10^{23}$ (número de Avogadro) partículas por cada mol presente, es la séptima unidad del Sistema Internacional

$$1 \text{ mol} = 6{,}023 \cdot 10^{23} = 1\, N_A$$

NA: Número de Avogadro. Para fines prácticos $1 \text{ mol} = 6 \cdot 10^{23}$ unidades

Ejemplo: Si tenemos las muestras químicas siguientes:

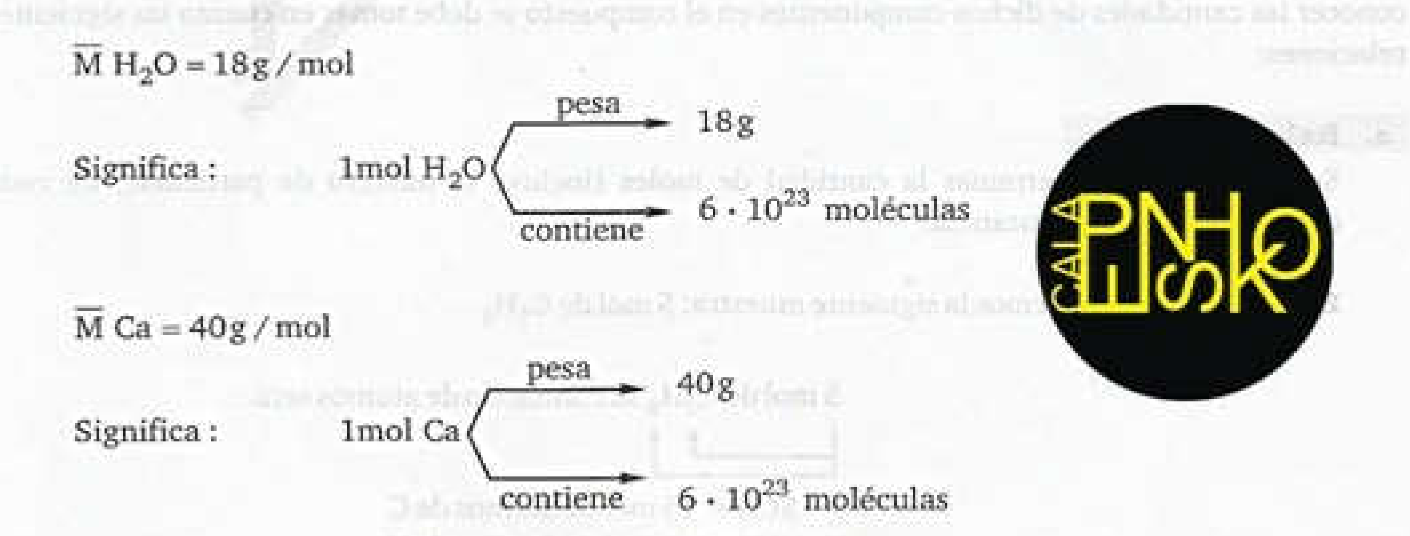
- 2 moles de agua: esta muestra contiene $2(6{,}023.10^{23}) \rightarrow 1{,}2046.10^{24}$ moléculas de agua
- 5 moles de Hierro: esta muestra contiene $5(6{,}023.10^{23}) \rightarrow 5N_A$ átomos de Hierro

b. Masa molar $\overline{M}$

Este termino se emplea para expresar la masa de una mol de partículas (átomos, iones y moléculas principalmente) contenidas en una muestra química, su valor se indica en la unidad gramo, de la siguiente forma:

1 mol de átomos	Masa = (M. A.)g → antiguamente denominada átomo gramo (At–g)
1 mol de moléculas	Masa = (M)g → antiguamente denominada molécula gramo (mol–g)

$\overline{M}$ = (M. F. o MF)g / mol



Aplicación:

1. Determinar la masa de una molécula de H_2O en gramos.

Solución : $\overline{M}\ H_2O = 18\,g/mol$

$1\ mol\ H_2O \rightarrow 18\ g$

$6 \cdot 10^{23}$ moléculas $\xrightarrow{\text{pesan}}$ 18g

1 molécula $\xrightarrow{\text{pesará}}$ x

$$x = \frac{18g \cdot \cancel{Molécula}}{6 \cdot 10^{23}\ \cancel{Molécula}} = 3 \cdot 10^{-23}\ g$$

2. ¿Cuántas moles existen en 500 g de $CaCO_3$?

Solución : $\overline{M}\ CaCO_3 = 100g/mol$

$1\ mol\ CaCO_3 \xrightarrow{\text{pesan}} 100\ g$

$x \xrightarrow{\text{pesan}} 500\ g$

$x = 5\ mol$

Número de moles "n":

$$n = \frac{\text{masa}}{\text{Masa molar}} = \frac{m}{M}$$

m → Lo que pesa la balanza

M → Propio del compuesto

También : $n = \dfrac{\#\text{partículas}}{N_A}$

OBSERVACIÓN

De la definición de masa molar se puede deducir que su valor es numéricamente igual a la masa atómica o masa molecular expresada con unidades de "mol" (unidad operacional).

ANÁLISIS CUANTITATIVO DE UN COMPUESTO QUÍMICO

Se sabe que todo compuesto químico esta constituido por átomos y/o iones, por lo tanto si se quiere conocer las cantidades de dichos componentes en el compuesto se debe tomar en cuenta las siguientes relaciones:

a. Relación molar

Se emplea para determinar la cantidad de moles (incluye el numero de partículas) de cada componente de una sustancia.

Ejemplo: Si tenemos la siguiente muestra: 5 mol de C_3H_8

5 mol de C_3H_8 su contenido de átomos será:



- 5(3) = 15 mol de átomos de C
- 5(8) = 40 mol de átomos de H

b. Relación ponderal

Se emplea para determinar la masa de cada componente de un compuesto, ya que la masa de este depende de las masas de sus constituyentes.

Ejemplo: Si tenemos la siguiente muestra: 10 mol de H_2O

10 mol de H_2O (m = 180g) → 20 mol H = 20(1g) = 20g
→ 10 mol O = 10(16g) = 160g

c. Relación porcentual o composición centesimal

A esto se denomina también composición centesimal (CC) expresa el porcentaje en masa de cada componente en el compuesto.

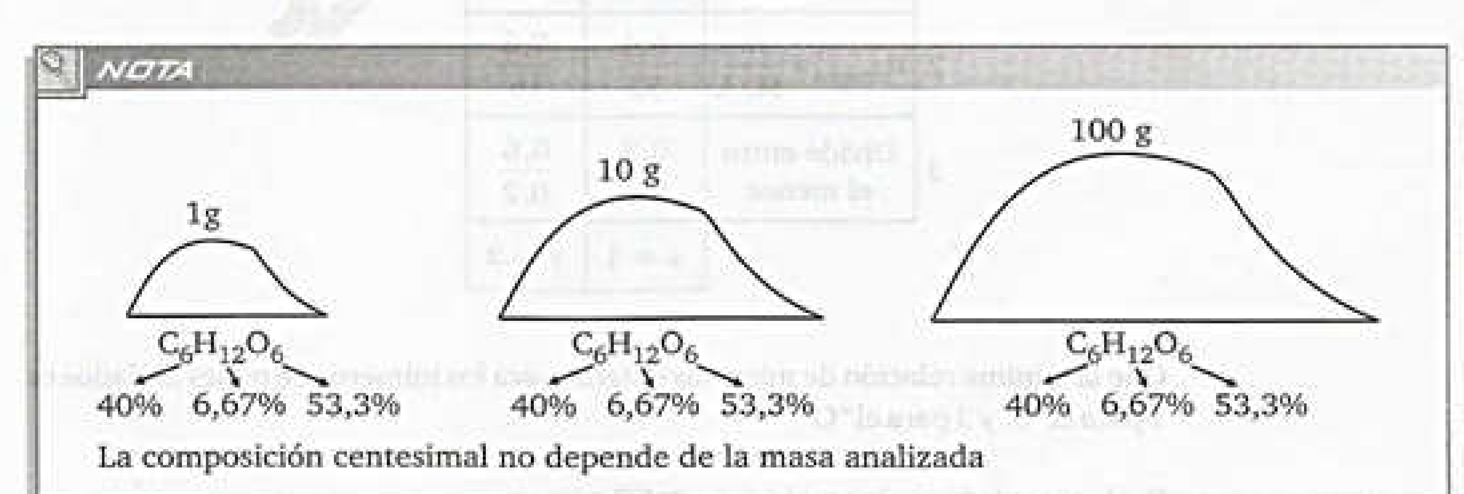
Su valor se determina a partir de la parte en masa de cada componente de un compuesto multiplicado por 100.

Sea el compuesto; $A_x B_y$

$$\%A = \frac{x\ M.A(A)}{M\ A_xB_y} \cdot 100 \qquad \%B = \frac{y\ M.A(B)}{M\ A_xB_y} \cdot 100$$

Ejemplo: Para la glucosa ($C_6H_{12}O_6$; $\overline{M} = 180$) su composición centesimal será:
DATO: P.A (C = 12; H = 1; O = 16)

- $\%C = \frac{6\ M.A(C)}{\overline{M}} \cdot 100 = \left(\frac{72}{180}\right)100 = 40$
- $\%H = \frac{12\ M.A(H)}{\overline{M}} \cdot 100 = \left(\frac{12}{180}\right)100 = 6{,}67$
- $\%O = \frac{6\ M.A(O)}{\overline{M}} \cdot 100 = \left(\frac{96}{180}\right)100 = 53{,}33$



MASAS DE LAS MUESTRAS QUÍMICAS

Se observa de los ejemplos anteriores que es necesario el conocimiento de las formulas químicas para su solución, ya que de esta forma se puede emplear los términos indicados anteriormente (pesos atómicos, moleculares, masa molar, etc), en esta parte se indica procedimientos para reconstruir la formula de un compuesto de forma cuantitativa. Por lo general un compuesto se puede expresar a partir de las siguientes formulas:

a. Fórmula empírica (FE)

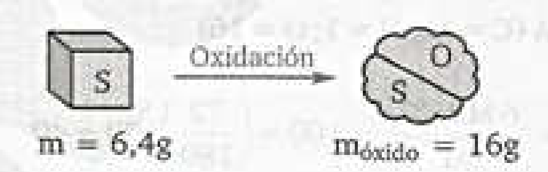
Denominado también formula mínima o simplificada, ya que nos indica la mínima relación entera de los átomos que constituyen el compuesto, se determina a partir de la composición centesimal.

La fórmula empírica se determina a parir de los pasos siguientes:

- Se halla el número de moles de cada elemento del compuesto, esto a partir de datos de masa o porcentaje en masa (en algunos casos a partir de datos de reacciones químicas).
- Se halla la mínima relación entera entre el número de moles de cada elemento, dichos valores corresponden a los subíndices de cada átomo en la fórmula empírica.

Ejemplo 1: Se tiene 6,4g de Azufre elemental por calentamiento forma un óxido cuya masa es de 16g. Hallar la fórmula empírica de dicho óxido.
DATO: M. A. (uma) : (S = 32; O = 16)

Solución: Sea la fórmula empírica: S_xO_y se debe tomar en cuenta que la masa del óxido será igual a la suma de las masas de sus componentes en este caso el S y O por lo tanto tenemos:





		S	O
1	Hallar la masa de c/u	6,4g	9,6g
2	$n_{Átomo} = \frac{m}{M.A.}$	$\frac{6,4}{32}$	$\frac{9,6}{16}$
3	Divide entre el menor	$\frac{0,2}{0,2}$	$\frac{0,6}{0,2}$
		x = 1	y = 3

Que la mínima relación de números enteros para los números de moles hallados es 1 para el "S" y 3 para el "O".

Por lo tanto la fórmula empírica será: SO_3

Ejemplo 2: Se tiene cierto compuesto orgánico ternario cuya composición centesimal es: 52,2% de Carbono, 13% de Hidrógeno y el resto de Oxigeno. Hallar su fórmula empírica.
DATO: M. A. (uma) : (C = 12; H = 1; O = 16)

Solución: Sea la fórmula empírica $C_xH_yO_z$.

Los datos de porcentajes indicados lo debemos transformar a masa por lo tanto asumimos 100g de muestra con la cual tenemos:

		C	H	O
1	Hallar la masa de c/u	52,2g	13g	34,8g
2	$n_{Átomo} = \frac{m}{M. A.}$	$\frac{52,2}{12}$	$\frac{13}{1}$	$\frac{34,8}{16}$
3	Divide entre el menor	$\frac{4,4}{2,2}$	$\frac{13}{2,2}$	$\frac{2,2}{2,2}$
		2	6	1

Por lo tanto la óormula empírica será: C_2H_6O

b. Fórmula molecular (FM)

Denominada también formula verdadera, ya que nos indica la cantidad real de átomos que constituyen el compuesto, se determina a partir de la fórmula empírica, esto por comparación de pesos moleculares (o tomando en cuenta la atomicidad).

Se cumple:

F. Molecular = K(F. Empírica)

$$K = \frac{\overline{M}\text{ F. Molecular}}{\overline{M}\text{ F. Empírica}}$$

Donde: K = 1, 2, 3, 4, ...

SUSTANCIA	F. MOLECULAR	K	F. EMPÍRICA
Glucosa	$C_6H_2O_6$	6	CH_2O
Peróxido de sodio	Na_2O_2	2	NaO
Agua	H_2O	1	H_2O

Ejemplo: Se tiene un compuesto orgánico ternario cuya composición centesimal es: 40% de Carbono, 6,62% de Hidrógeno y el resto Oxigeno. Hallar su fórmula verdadera, si su peso molecular es 180.

Solución: Asumimos 100g de muestra con lo cual los datos de masa para cada componente será:

$$C : m_C = 40g \quad \text{.........} \ \#moles = \frac{40g}{12g/mol} = 3{,}33mol\text{.........} \ \frac{3{,}33mol}{3{,}33mol} = 1$$

$$H : m_H = 6{,}62g \quad \text{.........} \ \#moles = \frac{6{,}62g}{1g/mol} = 6{,}62mol\text{.........} \ \frac{6{,}62mol}{3{,}33mol} = 2$$

$$O : m_O = 53{,}38g \quad \text{.........} \ \#moles = \frac{53{,}38g}{16g/mol} = 3{,}33mol\text{.........} \ \frac{3{,}33mol}{3{,}33mol} = 1$$

En este caso la relación de números enteros se puede deducir fácilmente como: 1 para el "C", 2 para el "H" y 1 para el "O"

Por lo tanto la fórmula empírica será: CH_2O cuyo peso molecular es $(\overline{M} = 30)$

Pero la fórmula verdadera posee un peso molecular de 180.

Calculando K:

$$K = \frac{\overline{M}\,FM}{\overline{MFE}} \rightarrow K = \frac{180}{30} \rightarrow K = 6$$

Esto quiere decir que la formula real será:

F. Molecular = 6(F. Empírica)

F. Molecular = $6(CH_2O)$

F. Molecular = $C_6H_{12}O_6$



EJERCICIOS DE APLICACIÓN



1. Identifique las afirmaciones correctas:
   I. La unidad de masa atómica toma como átomo patrón de referencia al carbono 14 (C – 14).
   II. La masa atómica y la masa molecular son masas promedio que se expresan en unidades de masa atómica.
   III. Se denomina masa molar a la masa en gramos de una mol de átomos o moléculas.

Rpta.: ....

2. El análisis de un mineral nos reporta la existencia de un compuesto de fórmula: $Na_2X_4O_7.10H_2O$, si su masa molecular es 381,2 unidades de masa atómica. Halle la masa atómica de "X" en unidades de masa atómica.

Rpta.: ....

3. Indique las masas moleculares (en unidades de masa atómica) del trióxido de azufre y del ácido perclórico.

Rpta.: ....

4. Halle la cantidad de átomos de aluminio (M.A = 27) contenidos en un alambre de este metal cuya masa es de 5,4 gramos.

Rpta.: ....

5. Se tiene una muestra de un kilogramo el cual contiene 28% de hierro (M.A = 56). ¿Cuántas moles de hierro posee dicha muestra?

Rpta.: ....

6. Se mezclan en un recipiente de vidrio 5 moles de hidróxido de sodio NaOH y 5 moles de agua. Halle la masa total de dicha mezcla.

Rpta.: ....

7. Se tiene una muestra de 90 gramos de glucosa $C_6H_{12}O_6$. Halle la masa del elemento carbono (M. A = 15) contenido en dicha muestra.

Rpta.: ....

8. El fosfato de calcio $Ca_3(PO_4)_2$ es uno de los componentes fundamentales de nuestros huesos. Indique el porcentaje en masa de fósforo (M.A = 31) en dicho compuesto.

Rpta.: ....

9. El óxido de sodio (M.A = 23) contiene 74,2% de dicho elemento. Halle su fórmula empírica.

Rpta.: ....

10. Cierto compuesto de fórmula empírica CH_2O posee una masa de 360 gramos para una muestra de 2 moles. Halle su fórmula molecular.

Rpta.: ....

PROBLEMAS RESUELTOS

PROBLEMA 1 Si por cada siete isótopos livianos (32,0 uma), existen tres pesados (39,5 uma). Hallar la masa atómica de E.

A) 35,47 B) 33,71 C) 38,1
D) 34,25 E) 35,77

Resolución: Según dato: El elemento "E" tiene dos isótopos

$$\begin{array}{lcc} & E & E \\ \text{M.A:} & 32\ ; & 39{,}5\ \text{UMA} \\ \text{\% de abundancia:} & \underbrace{7x}_{70\%} + & \underbrace{3x}_{30\%} = 100\% \end{array}$$



Se cumple: $7x + 3x = 100 \Rightarrow x = 10$

La masa atómica (M.A) de "E" es:

$$M.A(E) = \frac{32 \times 70 + 30 \times 39{,}5}{100}$$

$$M.A(E) = 34{,}25\ \text{UMA}$$

∴ CLAVE: D

PROBLEMA 2 Indicar verdadero (V) o falso (F) según corresponda.

I. El término peso molecular es aplicable para todo compuesto.
II. El peso molecular del ozono (O_3) es 3 veces su peso atómico del oxígeno.
III. El compuesto CO_2 tiene una atomicidad de 3 y un peso molecular de 28 uma.

A) FVF B) FFF C) FVV
D) VVF E) VFF

Resolución:

I. FALSO : El término peso molecular solo se aplica para compuestos covalente ya que ellos forman estructuras moleculares, para compuestos iónicos es peso fórmula.

II. VERDADERO : El peso molecular ($\overline{M}$) del O_3 es 3 P.A (O) = 3×16

III. FALSO : El peso molecular del CO_2 es:

$$\overline{M}_{CO_2} = 1\,P.A(C) + 2\,P.A(O) = 12 + 2(16) = 44\ \text{UMA}$$

$$\text{Atomicidad} = 1\,(C) + 2\,(O) = 3$$

∴ CLAVE: A

A todo el público en general:

El Proyecto Modo Scan+100 2.0, nace de una idea del **Team Calapenshko**, el cual es difundir todo aquel texto inédito que no esté circulando en la red.

Nuestro Grupo Calapenshko hace el mejor esfuerzo para digitalizar este libro, y así usted estimado lector pueda obtener la mejor experiencia que toda persona desea al abrir un libro.

Este proyecto llega gracias a las **donaciones que se pudo obtener de 100 personas** comprometidas con el proyecto **MODO SCAN+100 2.0**.

Este libro no debe ser prostituito monetariamente, este libro no debe ser coleccionado, este libro debe ser destruido analíticamente, así que te invito a leerlo.

No pagues por este libro de **circulación gratuita**, búscalo en la red.

Atentamente, el GRUPO CALAPENSHKO

02 de setiembre del 2020



PROBLEMA 3 El azul de prusia es una sal compleja, si un alumno lo escribe de la siguiente forma. $Fe_4[Fe(XY)_6]_3$ y recuerda que el peso molecular era 860. Determinar el peso molecular de XY. (Dato: M.A: Fe = 56)

A) 26 B) 28 C) 24
D) 30 E) 32

Resolución: Para hallar $\overline{M}_{XY}$ requerimos sus pesos atómicos a partir del dato:

$$\overline{M}_{Fe_4[Fe(XY)_6]_3} = 860$$

$$4 \times 56 + (56 + (XY)_6)_3 = 860$$

$$168 + 18XY = 860 - 224$$

$$168 + 18XY = 636$$

$$18XY = 636 - 168$$

$$18XY = 469$$

$$\overline{M}(XY) = \frac{468}{18} = 26$$

∴ CLAVE: A

PROBLEMA 4 ¿Cuánto pesa una molécula de $CH_3-(CH_2)_{16}-COOH$?
(Dato: M.A: C = 12; O = 16)

A) $1,41 \times 10^{-21}$ g B) $9,43 \times 10^{-22}$ g C) $4,71 \times 10^{-22}$ g
D) $9,43 \times 10^{-22}$ g E) $1,66 \times 10^{-23}$ g

Resolución: Hallando el peso molecular del compuesto:

$$\overline{M}_{CH_3(CH_2)_{16}COOH} = 12 + 3(1) + (12 + 2)16 + 12 + 16 \times 2 + 1$$

$$\overline{M}_{CH_3(CH_2)_{16}COOH} = 284$$

$$1\ mol_{CH_3(CH_2)_{16}COOH} = 284\ g \rightarrow 6,023 \times 10^{23}\ \text{moléculas}$$

$$x \longleftarrow 1\ \text{molécula}$$

$$\Rightarrow x = \frac{284}{6,023 \times 10^{23}}$$

$$x = 4,71 \times 10^{-22} g$$

∴ CLAVE: C

PROBLEMA 5 Dada la siguiente información

Muestra	I	II
Sustancia	Na_2O_2	NaOH
Masa en gramos	39	60
Masa molar (g/mol)	78	40

Señale la alternativa correcta. **ADMISIÓN UNI 2017 - I**

A) La muestra I corresponde a 1,5 mol de Na_2O_2.

B) La muestra II corresponde a 0,5 mol de NaOH.

C) Ambas muestras presentan igual número de moles.

D) La muestra I presenta mayor número de moles que la muestra II.

E) La muestra II presenta mayor número de moles que la muestra I.

Resolución: De los datos:

$$* \quad n_{N_2O_2} = \frac{masa}{M} = \frac{39}{78} = 0{,}5 \text{ mol}$$

$$* \quad n_{NaOH} = \frac{masa}{M} = \frac{60}{40} = 1{,}5 \text{ mol}$$

Se observa que el número de moles de la muestra II es mayor al número de moles de la muestra I.

∴ CLAVE: E

PROBLEMA 6 Se tiene una muestra de 2kg que contiene 30% en masa de Ca y 60% en masa de azufre. Determinar la cantidad de átomos totales.
(Dato: MA/UMA): Ca = 40; S = 32)

A) 47,5 NA B) 52,5NA C) 37,5 NA
D) 57,5 NA E) 42,5 NA

Resolución:

$$m_{muestra} = 2 \text{ kg} = 2000 \text{ g}$$

La masa de calcio es:

$$m_{Ca} = \frac{30}{100} \times 2000 = 600 \text{ g}$$

La masa de azufre es:

$$m_S = \frac{60}{100} \times 2000 = 1200 \text{ g}$$

Hallando el número de átomos para:

- Calcio: $1 \text{ mol}_{Ca} = 40 \text{ g} \longrightarrow 1 \text{ NA átomos}$

$$600 \text{ g} \longrightarrow x$$

$$\Rightarrow x = \frac{600}{40} \text{ NA} = 15 \text{ NA átomos de Ca}$$

- Azufre: $1\text{mol}_S = 32 \text{ g} \longrightarrow 1 \text{ NA átomos}$

$$1200 \text{ g} \longrightarrow y$$

$$\Rightarrow y = \frac{1200}{32} \text{ NA} = 37{,}5 \text{ átomos de S}$$

Entonces el número total de átomos es:

$$(15 + 37{,}5) \text{ NA} = 52{,}5 \text{ NA}$$

$\therefore$ CLAVE: B

PROBLEMA 7 Mediante una balanza sensible se determina que una muestra de bauxita Al_2O_3 pesaba $5{,}1 \times 10^{-8}$ g. El número de átomos de aluminio presente será:
(M. A: Al = 27; O = 16)

A) $30{,}115 \times 10^{14}$
B) $6{,}023 \times 10^{14}$
C) $30{,}115 \times 10^{14}$
D) $3{,}0115 \times 10^{14}$
E) $9{,}034 \times 10^{14}$

Resolución: Para hallar el número de átomos de aluminio se tiene:

$$1\text{mol}_{Al_2O_3} = 27 \times 2 + 16 \times 3$$

$$= 102 \text{ g} \rightarrow 2\text{mol}_{Al} \rightarrow 2 \times 6{,}023 \times 10^{23} \text{ átomos}$$

$$5{,}1 \times 10^{-8} \text{ g} \longrightarrow x$$

$$\Rightarrow x = \frac{5,1\times10^{-8}\times2\times6,023\times10^{23}}{102} \text{ Átomos de Al}$$

$$x = 3,0115\times10^{14} \text{ átomos de Al}$$

$\therefore$ CLAVE: D

PROBLEMA 8 El 75% de la masa total de una persona esta constituida por el agua. Halle el número de moléculas de agua si la persona posee una masa de 64 kg.

A) 8×10^{27} B) 6×10^{23} C) 6×10^{25}
D) $3,2\times10^{26}$ E) $1,6\times10^{27}$

Resolución: Hallando la masa de agua de una persona:

$$m_{H_2O} = \frac{75}{100}\times64\times1000 = 48000\text{ g} = 4,8\times10^4\text{ g}$$

Ahora calculando el número de moléculas de agua.

$$1\text{mol}_{H_2O} = 18\text{g} \longrightarrow 6,0\times10^{23} \text{ moléculas}$$

$$4,8\times10^4\text{ g} \longrightarrow x$$

$$\Rightarrow x = \frac{4,8\times10^4\times6\times10^{23}}{18} \text{ moléculas}$$

$$x = 1,6\times10^{27} \text{ moléculas de agua}$$

$\therefore$ CLAVE: E

PROBLEMA 9 El bronce es una aleación conformada por Cu, Zn y Sn al 95%, 3% y 2% en masa respectivamente. Si se tiene una varilla de bronce de 190,5 g. Determine la cantidad total de átomos presentes en dicha aleación aproximadamente.
(M. A: Cu = 63,5; Zn = 65; Sn = 119)

A) 2 NA B) 1 NA C) 3 NA
D) 5 NA E) 7 NA

Resolución:

$m_{varilla} = 190,5$ g

$$\begin{cases} Cu = 95\% \\ Zn = 3\% \\ Sn = 2\% \end{cases}$$

$$\begin{cases} m_{Cu} = \dfrac{95}{100} \times 190{,}5 = 180{,}975\ g \\ m_{Zn} = \dfrac{3}{100} \times 190{,}5 = 5{,}715\ g \\ m_{Sn} = \dfrac{2}{100} \times 190{,}5 = 3{,}810\ g \end{cases}$$

Se calcular el número de átomos para cada elemento:

$1\ mol_{Cu} = \quad 63{,}5\ g \longrightarrow 1\ NA$ átomos

$180{,}975\ g \longrightarrow x$

$\Rightarrow x = \dfrac{180{,}975}{63{,}50}$ NA átomos = 2,86 NA átomos de Cu

$1\ mol_{Zn} = \quad 65\ g \longrightarrow 1\ NA$ átomos

$5{,}715\ g \longrightarrow y$

$\Rightarrow y = \dfrac{5{,}715}{65}$ NA átomos = 0,088 NA átomos de Zn

$1\ mol_{Sn} = \quad 119\ g \longrightarrow 1\ NA$ átomos

$3{,}810\ g \longrightarrow z$

$\Rightarrow z = \dfrac{3{,}810}{119}$ NA átomos = 0,032 NA átomos de Sn

Sumando el número de átomos:

2,86 NA + 0,088 NA + 0,032 NA = 2,98 NA = 3NA

∴ CLAVE: C

PROBLEMA 10 220 g de gas XY_2 ocupan 44,8 L a C.N. si $60{,}23 \times 10^{23}$ átomos de elemento "X" tiene una masa de 500 g. Calcular la masa en gramos de 1 mol de "Y"

A) 10 B) 30 C) 20
D) 40 E) 50

Resolución: A partir del dato se halla la masa atómica "X"

$1\ mol_X = (M.A)g \longrightarrow 6.023 \times 10^{23}$ átomos

$500\ g \longleftarrow 60{,}23 \times 10^{23}$ átomos

$$\Rightarrow \text{M. A}_X = \frac{500 \times 6{,}023 \times 10^{23}}{60{,}23 \times 10^{23}} = 50$$

Ahora hallando Y con el dato inicial:

$$1 \text{ mol}_{XY_2} = (\overline{M}_{XY_2})\text{g} \longrightarrow 22{,}4 \text{ L a C.N.}$$
$$220 \text{ g} \longrightarrow 44{,}8 \text{ L a C.N.}$$

$$\Rightarrow \underbrace{\overline{M}_{XY_2}}= \frac{220 \times 22{,}4}{44{,}8} = 110$$
$$\underbrace{\text{M.A}_X} + 2\text{M.A}_Y = 110$$
$$50 + 2\text{M.A}_Y = 110$$
$$2\text{M.A}_Y = 110 - 50 = 60$$
$$1 \text{ at-g}_Y = \text{M.A}_Y = 30$$

∴ CLAVE: B

PROBLEMA 11 La magnetita (Fe_3O_4) es un mineral oxidado a partir del cual se puede obtener hierro metálico (Fe) al reducir el mineral con suficiente cantidad de hidrógeno (H_2). Los gramos de Fe que se obtienen por la reducción de 58g de Fe_3O_4 son:

Dato: masas atómicas Fe = 56 uma; O = 16 uma **ADMISIÓN UNMSM 2017 - II**

A) 52 B) 42 C) 32
D) 22 E) 12

Resolución: A partir de la fórmula de la magnetita (Fe_3O_4), se tiene:

$$\underbrace{1 \text{ mol } Fe_3O_4}_{232\text{ g}} \xrightarrow{\text{contiene}} \underbrace{3 \text{ mol Fe}}_{3(56\text{g})}$$

Dato: $58 \text{ g} \longrightarrow m_{Fe}$

Despejando: $m_{Fe} = \dfrac{58\not{g}}{232\not{g}} . 3(56\text{g}) = 42 \text{ g}$

∴ CLAVE: B

PROBLEMA 12 Determinar la masa de hematita (Fe_2O_3) que se puede obtener a partir de 1 500 kg de un mineral que contiene FeS_2 al 80% de pureza en masa.

(M. A: Fe = 56; S = 32)

A) 600 kg B) 700 kg C) 800 kg
D) 900 kg E) 1 000 kg

Resolución: Obteniendo la masa pura de FeS_2

$$m_{FeS_2} = \frac{80}{100} \times 1\,500 = 1\,200 \text{ kg}$$

El cual contiene la siguiente masa de hierro (Fe)

$$1 \text{ mol}_{FeS_2} = 120 \text{ g} \longrightarrow \underbrace{56 \text{ g}}_{m_{Fe}}$$
$$1\,200 \text{ kg} \longrightarrow x$$

$$\Rightarrow x = \frac{1\,200 \times 56}{120}$$
$$x = 560 \text{ kg de hierro}$$

Ahora calculando la masa de Fe_2O_3 que contiene esta masa de hierro (Fe).

$$1 \text{ mol}_{Fe_2O_3} = (\overline{M})\text{g} = 160 \text{ g} \longrightarrow \underbrace{56 \times 2}_{m_{Fe}}$$
$$y \longrightarrow 560 \text{ kg}$$

$$\Rightarrow y = \frac{160 \times 560}{56 \times 2}$$
$$y = 800 \text{ kg de } Fe_2O_3$$

∴ CLAVE: C

PROBLEMA 13 Se tiene 1,6 kg de un óxido de Azufre, del cual se puede extraer $1{,}2 \times 10^{25}$ átomos de Azufre. Hallar el volumen de Oxígeno gaseoso (O_2) a condiciones normales que se puede extraer de dicho óxido.

A) 224 L B) 112 L C) 672 L
D) 336 L E) 448 L

Resolución:

$$m_{\text{ÓXIDO DE AZUFRE}} = 1{,}6 \text{ kg} = 1\,600 \text{ g}$$
$$\# \text{ átomos de azufre} = 1{,}2 \times 10^{24}$$

Se pide a C.N. $V_{O_2} = ¿?$

$$1 \text{ mol}_S = 32 \text{ g} \longrightarrow 6 \times 10^{23}$$
$$m_S \longleftarrow 1{,}2 \times 10^{25}$$

$$\Rightarrow m_S = \frac{32 \times 1{,}2 \times 10^{25}}{6 \times 10^{23}} = 640 \text{ g}$$

Si la masa del óxido es:

$$1\,600\,g = \underbrace{m_S} + \underbrace{m_O}$$

$$1\,600\,g = 640\,g + m_O$$

$$1\,600 - 640 = m_O$$

$$m_O = 960\,g$$

Hallando el volumen de oxígeno a condiciones normales (C.N):

$$1mol_{O_2} = 32\,g \longrightarrow 22{,}4\,L$$

$$960\,g \longrightarrow V$$

$$\Rightarrow V = \frac{960 \times 2{,}4}{32} = 672\,L$$

∴ CLAVE: C

PROBLEMA 14 A partir de 374,5 g de $Fe(OH)_3$. ¿Qué masa de óxido férrico (Fe_2O_3) se obtendrá? (M. A: Fe = 56; O = 16)

A) 280 g
B) 190 g
C) 360 g
D) 225 g
E) 265 g

Resolución: Se tiene: $m_{Fe(OH)_3} = 374{,}5\,g \rightarrow m_{Fe(OH)_3} = ¿?$

En ambos compuestos la masa de hierro (Fe) es constante entonces hallando esta masa:

$$1\,mol_{Fe(OH)_3} = 56 + (16+1)3 = 107\,g \longrightarrow 56\,g$$

$$374{,}5\,g \longrightarrow m_{Fe}$$

$$\Rightarrow m_{Fe} = \frac{374{,}5 \times 56}{107} = 640\,g$$

A partir de esta masa se calcula la masa de Fe_2O_3

$$1\,mol_{Fe_2O_3} = 56 \times 2 + 16 \times 3 = 160\,g \longrightarrow 56 \times 2\,g$$

$$m_{Fe_2O_3} \longleftarrow 196\,g$$

$$\Rightarrow m_{Fe_2O_3} = \frac{160 \times 196}{56 \times 2} = 280\,g$$

∴ CLAVE: A

PROBLEMA 15 En las siguientes alternativas hay una que no corresponde a la composición de algunos de los elementos que conforman la sal de Epson ($MgSO_4 . 7H_2O$)
(P.A: Mg = 24; S = 32; O = 16)

A) 5,69% B) 15,75% C) 71,54%
D) 9,76% E) 13,01%

Resolución: Hallando la composición centesimal de cada componente en la sal de Epson:

* Previamente se hace el cálculo del peso molecular:

$$\overline{M}_{MgSO_4 . 7H_2O} = 26 + 32 + 16 \times 4 + 7 \times 18$$

$$\overline{M}_{MgSO_4 . 7H_2O} = 246$$

$$\Rightarrow \%Mg = \frac{P.A(Mg)}{\overline{M}_{MgSO_4 . 7H_2O}} \times 100 = \frac{24}{246} \times 100$$

$$\%Mg = 9,76\%$$

$$\Rightarrow \%S = \frac{P.A(S)}{\overline{M}_{MgSO_4 . 7H_2O}} \times 100 = \frac{32}{246} \times 100$$

$$\%S = 13,01\%$$

$$\Rightarrow \%O = \frac{11\ P.A(O)}{\overline{M}_{MgSO_4 . 7H_2O}} \times 100 = \frac{11 \times 16}{246} \times 100$$

$$\%O = 71,54\%$$

$$\Rightarrow \%H = \frac{16\ P.A(H)}{\overline{M}_{MgSO_4 . 7H_2O}} \times 100 = \frac{14 \times 1}{246} \times 100$$

$$\%H = 5,59\%$$

∴ CLAVE: B

PROBLEMA 16 En el siguiente compuesto X_3Y_5. El porcentaje de "X" es del 75%, entonces el porcentaje de "Y" en X_2Y_5 será:

A) 66,67% B) 33,33% C) 94,55%
D) 45,50% E) 37,35%

Resolución: En X_3Y_5 : $\%X = 75\%$

$\rightarrow$ X_2Y_5 : $\%Y = ¿?$

Hallando la relación entre X e Y del primer dato:

$$\%X = \frac{3\ PA(X)}{\overline{M}_{X_3Y_5}} \times 100$$

$$\Rightarrow \overset{25}{75} = \frac{3X}{3x + 5Y} \times \overset{4}{100}$$

$$3X + 5Y = 4X$$

$$\boxed{5Y = X} \ \ldots\ldots (\alpha)$$

Ahora en el compuesto X_2Y_5:

$$\%Y = \frac{5\ PA(Y)}{\overline{M}_{X_2Y_5}} \times 100$$

$$\%Y = \frac{5Y}{2X + 5Y} \times 100$$

Reemplazando (α) en la ecuación:

$$\%Y = \frac{X}{2X + X} \times 100$$

$$\%Y = 33{,}3\%$$

∴ CLAVE: B

PROBLEMA 17 Una sustancia inorgánica contiene 26,53% en peso de potasio; 35,37% de Cromo y 38,10% de oxígeno. Indique el nombre del compuesto.
(M. A: Cr = 52; O = 16; K = 39)

A) Cromato de potasio
B) Cromito de potasio
C) Dicromato de potasio
D) Dicromito de potasio
E) Tricromato de potasio

Resolución: Para hallar el nombre del compuesto, se calcula la fórmula empírica a partir de su composición centesimal:

K = 26,53% ; Cr = 35,37% ; O = 38,10%

Procedimiento:

1) Se asume 100 g del compuesto entonces:

$$K = 26{,}53g \ ; \ Cr = 35{,}37\,g \ ; \ O = 38{,}10\,g$$

2) Hallando el número de átomo gramo de cada elemento:

$$N^{\circ}\ mol\ K = \frac{26{,}53}{39} = \boxed{0{,}68} \rightarrow \text{Menor resultado}$$

$$N^{\circ}\ mol\ Cr = \frac{35{,}37}{52} = 0{,}68$$

$$N^{\circ}\ mol\ O = \frac{38{,}10}{16} = 2{,}38$$

3) Dividiendo a todos por el mínimo valor obtenido:

$$K = \frac{0{,}68}{0{,}68} = 1 \ ; \ Cr = \frac{0{,}68}{0{,}68} = 1 \ ; \ O = \frac{2{,}38}{0{,}68} = 3{,}50$$

4) Como se obtiene un valor decimal se multiplica a todos por 2.

$$K = 1 \times 2 = 2 \ ; \ Cr = 1 \times 2 = 2 \ ; \ O = 3{,}50 \times 2 = 7$$

$\Rightarrow$ $F.E = K_2Cr_2O_7$

Su fórmula empírica coincide con su fórmula molecular cuyo nombre es:
Dicromato de potasio

∴ CLAVE: C

PROBLEMA 18 Una muestra de 2,5 g de uranio calentado en el aire dio un óxido que pesó 2,949 g. Determinar la fórmula empírica del óxido formado:
(M.A: U = 238,1)

A) UO_2 B) U_2O_3 C) U_3O_8
D) UO E) U_2O_5

Resolución: Para hallar la fórmula empírica del compuesto se parte de los datos:

$$\underbrace{\text{Uranio}} + O_2 \longrightarrow \underbrace{\text{Óxido de uranio}}$$

$$2{,}5\,g \ + 0{,}449\,g \ = \ 2{,}949\,g$$

Hallando el número de átomo gramo de cada elemento:

$$U = \frac{2,5}{238,1} = \boxed{0,0105} \rightarrow \text{Menor resultado} \qquad \boxed{N^{\circ}\ mol = \frac{m}{M.A.}}$$

$$O = \frac{0,449}{16} = 0,0281$$



Se divide a ambos entre el menor valor obtenido:

$$U = \frac{0,0105}{0,0105} = 1$$

$$O = \frac{0,0281}{0,0105} = 2,67$$

Multiplicando a ambos por 3

$$U = 1 \times 3 = 3 \quad ; \quad O = 2,67 \times 3 = 8$$

La fórmula empírica del compuesto es:

U_3O_8

∴ CLAVE: C

PROBLEMA 19 Un compuesto orgánico que contiene C, H y O posee la siguiente composición centesimal: C = 79,2%; H = 5,7% y O = 15%, además 10,6 g de vapor de la muestra ocupa un volumen de 1,12 L a condiciones normales (C.N). Determine la atomicidad de su fórmula molecular.

A) 22
B) 24
C) 26
D) 28
E) 30

Resolución: Para la fórmula molecular del compuesto se calcula su fórmula empírica a partir de los datos:

$$C = 79,2\% \ ; \ H = 5,7\% \ ; \ O = 15,1\%$$

Procedimiento:

Se asume 100 g de compuesto; luego se halla el # at-g

$$C = \frac{79,2}{12} = 6,6 \ ; \ H = \frac{5,7}{1} = 5,7 \quad ; \ O = \frac{15,1}{16} = \boxed{0,94}$$

A todo el público en general:

El Proyecto Modo Scan+100 2.0, nace de una idea del **Team Calapenshko**, el cual es difundir todo aquel texto inédito que no esté circulando en la red.

Nuestro Grupo Calapenshko hace el mejor esfuerzo para digitalizar este libro, y así usted estimado lector pueda obtener la mejor experiencia que toda persona desea al abrir un libro.

Este proyecto llega gracias a las **donaciones que se pudo obtener de 100 personas** comprometidas con el proyecto **MODO SCAN+100 2.0**.

Este libro no debe ser prostituito monetariamente, este libro no debe ser coleccionado, este libro debe ser destruido analíticamente, así que te invito a leerlo.

No pagues por este libro de **circulación gratuita**, búscalo en la red.

Atentamente, el GRUPO CALAPENSHKO

02 de setiembre del 2020



Dividiendo entre el menor:

$$C = \frac{6,6}{0,94} = 7,0 \ ; \ H = \frac{5,7}{0,94} = 6,0 \ ; \ O = \frac{0,94}{0,94} = 1,0$$

$$\Rightarrow \ F.E = C_7H_6O$$

$$\overline{M}_{FE} = 12 \times 7 + 6 + 16 = 106$$

Para hallar la fórmula molecular se usan los datos:

$$m_{compuesto} = 10,6 \, g \ ; \ V = 1,12 \, L \text{ a C.N.}$$

Se sabe que: $1 \, mol_{compuesto} = (\overline{M})g \longrightarrow 22,4 \, L$

$$10,6 \, g \longrightarrow 1,12 \, L$$

$$\Rightarrow \ M_{FM} = \frac{10,6 \times 22,4}{1,12} = 212$$

Se cumple que: $FM = C_{7K}H_{6K}O_K$

$$\Rightarrow \ \frac{\overline{M}_{FM}}{M_{FE}} = K \ \Rightarrow \ \frac{212}{106} = K$$

$$\Rightarrow \ \boxed{K = 2}$$

La fórmula molecular del compuesto es:



$$FM = C_{14}H_{12}O_2$$



Atomicidad: $14 + 12 + 2 = 28$

$\therefore$ CLAVE: D

PROBLEMA 20 En la combustión completa de un hidrocarburo, se han obtenido 11 g de CO_2 y 4,5 g de H_2O. Determine la fórmula molecular del hidrocarburo.
(M. A: C = 12; O = 16)

A) C_4H_{10} B) C_2H_6 C) C_4H_6
D) C_4H_8 E) C_3H_8

Resolución: El hidrocarburo tiene la forma (C_XH_Y) y la reacción de combustión es:

$$C_XH_Y + O_2 \longrightarrow \underbrace{CO_2}_{11\,g} + \underbrace{H_2O}_{4,5\,g}$$

Para hallar su fórmula empírica se calcula la masa del carbono e Hidrógeno a partir de los datos:

$$\left.\begin{array}{r} 1\,mol_{\ CO_2} = 44\,g \longrightarrow 12\,g \\ 11\,g \longrightarrow m_C \end{array}\right\} m_C = \frac{11 \times 12}{44} = 3\,g$$

$$\left.\begin{array}{r} 1\,mol_{\ H_2O} = 18\,g \longrightarrow 2\,g \\ 4,5\,g \longrightarrow m_H \end{array}\right\} m_H = \frac{4,5 \times 2}{18} = 0,5\,g$$

Hallando el número de moles

$$\left.\begin{array}{l} C = \dfrac{3}{12} = \dfrac{0,25}{0,25} = 1 \\[2ex] H = \dfrac{0,5}{1} = \dfrac{0,50}{0,25} = 2 \end{array}\right\} EE:\ CH_2$$

La fórmula molecular es un múltiplo de la fórmula empírica

∴ CLAVE: D



PROBLEMAS PROPUESTOS

1. Sobre las siguientes proposiciones, indique verdadero (V) o falso (F):

I. El ácido carbónico H_2CO_3, tiene una atomicidad igual a 6 y un peso molecular de 62 uma.

II. Si se toma 2 mol de azufre esta muestra existe $1{,}2046 \times 10^{24}$ átomos de azufre.

III. El mol-g expresa la masa de un mol de átomos de una sustancia química.

A) FFV B) FVF C) VFF
D) FVV E) VVF

2. Respecto a las unidades químicas de masa, indicar verdadero (V) o falso (F):

I. La masa atómica y molecular poseen como unidad la uma el cual equivale a $1{,}66.10^{24}$ g.

II. La masa de una mol de átomos o moléculas se denomina masa molar y se expresa como mol.

III. La masa de 2 moles de "O" es igual a la masa de 2 moles de "O_2".

IV. Si 0,1 mol de cierto átomo "A" posee una masa de 3,2 g entonces la masa atómica de "A" es 32 uma.

A) VFVV B) VFFV C) VFVF
D) FVFV E) VVVF

3. ¿Qué afirmaciones son incorrectas luego del análisis de un 1 kg de muestra que contiene 68,4% de sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$)?.

I. Dicha muestra contiene 2 moles de sacarosa.

II. Se puede extraer 352 g de Oxigeno.

III. Están presentes $1{,}45.10^{25}$ átomos de carbono.

IV. Se podría obtener a partir de el 44 moles de gas H_2.

A) I y II B) Solo II C) II y III
D) III y IV E) Solo IV

4. El elemento químico silicio presenta tres isótopos según el siguiente cuadro:

ISÓTOPOS	MASA
^{28}Si	27,97683 uma
^{29}Si	28,97649 uma
^{30}Si	29,97376 uma

Si la abundancia relativa del isótopo más liviano es 92,21%. Indique los porcentajes de abundancia de los otros dos isótopos, sabiendo que la masa atómica promedio es de 28,0855.

A) 5,04% y 2,75% B) 3,27% y 4,52%
C) 7,01% y 0,78%
D) 4,71% y 3,08% E) 6,45% y 1,34%

5. Si la masa molecular de H_3EO_4 es 98 uma. Indique la masa molecular de E_2O_5.

PA(uma): H = 1; O = 16

A) 142 B) 191 C) 156
D) 132 E) 108

6. La atomicidad de la unidad fórmula del siguiente compuesto: $E_x(MO_4)_{x-1}$ es 13 y su peso fórmula es 310 uma. Además la diferencia de pesos atómico del elemento E y M es 9. Indicar el peso molecular de E_xM_{x-1}.

A) 112 B) 182 C) 192
D) 188 E) 202

7. Se tienen los siguientes oxácidos:

$$H_2EO_{x-1};\ H_2EO_x;\ H_2EO_{x+1}$$

Si la suma de sus pesos moleculares es 246, además el compuesto de mayor peso molecular tiene una atomicidad de 7. Determinar el peso atómico de "E".

A) 31 B) 32 C) 78
D) 14 E) 55

8. Se tienen los siguientes oxácidos: H_2EO_x; H_2MO_{x+1}, donde la suma de sus pesos moleculares y atomicidades es 160 uma y 13 respectivamente, además la relación de peso atómico del elemento E y M de 3 a 8. Indicar el peso atómico del elemento E y M respectivamente.

A) 16 y 24 B) 12 y 32 C) 6 y 16
D) 9 y 24 E) 15 y 40

9. Se tiene 3,6 kg de antracita que contiene carbono al 90% de pureza. Indicar el número de átomos gramos de carbono que existe en dicha antracita.
M. A(uma): C = 12

A) 250 B) 210 C) 215
D) 280 E) 270

10. Se tiene una sustancia química que esta formada por Carbono, Hidrógeno y Oxígeno, donde el carbono representa el 40% de la sustancia química. Indique la masa de la sustancia si posee 18 mol de Carbono.
M. A(uma): C = 12; O = 16

A) 540 g B) 580 g C) 600 g
D) 640 g E) 520 g

11. Una amalgama de Zinc (aleación de Hg y Zn) posee una masa de 5 g, mediante un análisis se logra precisar la existencia de 63,6 mili moles de átomos. Hallar el porcentaje en masa del Mercurio en la amalgama.
M.A(Hg = 201; Zn = 65)

A) 52,6% B) 65,2% C) 25,8%
D) 62,5% E) 26,5%

12. Se tiene un cuerpo que contiene 20at-g de calcio. Indique la masa del cuerpo sabiendo que el calcio representa el 64% del cuerpo.
PA(uma): Ca = 40

A) 1250 g B) 1200 g C) 2000 g
D) 2500 g E) 2400 g

13. Se tiene una muestra gaseosa que contiene 25at-g de azufre y $3{,}0115 \times 10^{25}$ átomos de oxígeno. Indique la masa de la muestra gaseosa.
M.A (uma): S = 32; O = 16

A) 1,5 kg B) 1,2 kg C) 2 kg
D) 1,6 kg E) 2,4 kg

14. Se tiene 800 g de un óxido de hierro. Indique el número de átomos de hierro que posee dicho óxido sabiendo que el metal representa el 70%.
M.A (uma): Fe = 56

A) 10 NA B) 12 NA C) 8 NA
D) 14 NA E) 16 NA

15. Se tiene 3 mol de óxido E_2O_3, que posee una masa de 306 g. Indique el peso fórmula del siguiente hidróxido $E(OH)_3$.
M.A (uma): O = 16

A) 78 B) 62 C) 48
D) 36 E) 54

16. Se tiene el gas A_2B_5. Si una molécula de "B_2" pesa $5{,}3 \times 10^{-23}$ g y una molécula de "A_2" pesa $1{,}18 \times 10^{-22}$ g. Determinar el peso molecular aproximado del gas.

A) 231 B) 273 C) 302
D) 103 E) 151

17. Se analiza 5 moles de óxido SO_n y 3 moles del óxido CO_n encontrándose una cantidad de Oxígeno equivalente a 8 moles O_2. Hallar la suma de las masas moleculares de dichos óxidos.
M. A(S = 32; C = 12)

A) 124 B) 88 C) 160
D) 120 E) 108

18. En una tiza se encuentra sulfato de calcio, $CaSO_4$, que representa el 20% de la masa de la tiza. Indique la masa que posee dicha tiza, sabiendo que posee $3{,}0115 \times 10^{21}$ unidades fórmula de sulfato de calcio.
M. A(uma): Ca = 40; S = 32; O = 16

A) 2,4 g B) 3,4 g C) 4,4 g
D) 1,4 g E) 0,4 g

19. Se tiene 2 litros de una solución de ácido sulfúrico, H_2SO_4, al 20% en masa donde la densidad de la solución es 1,225 g/ml. Indicar el número de moléculas de ácido sulfúrico que existe en dicha solución.
M. A(uma): H = 1; O = 16; S = 32

A) 4 NA B) 5 NA C) 6 NA
D) 7 NA E) 8 NA

20. Un tornillo de Hierro puro se deja a la intemperie provocando su oxidación completa, debido a esto su masa se incrementa en 9,6 g, si el óxido formado es el Fe_2O_3. Hallar la masa del tornillo antes de la oxidación.
M. A(uma): Fe = 56; O = 16

A) 11,2 g B) 10,5 g C) 20 g
D) 22,4 g E) 5,5 g

21. En un balón cuya masa es de 1960 g se encuentra mezclado 20 mol-g de propano, C_3H_8, con $1{,}2046 \times 10^{25}$ moléculas de butano, C_4H_{10}. Halle la masa total del sistema.
M. A(uma): H = 1; C = 12

A) 4 kg B) 5 kg C) 2 kg
D) 3 kg E) 2,5 kg

22. Se tiene un balón que contiene una mezcla de amoníaco NH_3 y dióxido de carbono CO_2, donde el número de moles son iguales y cuya masa total es de 3050 g. Halle la masa de amoníaco que contiene la mezcla.
M. A(uma): H = 1; N = 14; C = 12; O = 16

A) 800 g B) 850 g C) 900 g
D) 1200 g E) 1450 g

23. Un mineral contiene 20% en masa de Fe_2O_3 si se procesa 100 kg de un mineral. Cuántas varillas de hierro de 0,7 kg se podrá fabricar.
M. A(uma): Fe = 56; O = 16

A) 15 B) 18 C) 19
D) 20 E) 25

24. Se tiene un alambre de cobre (PA = 63,5) cuya masa es de 6,35 g; si se oxida completamente formando el óxido cuproso (Cu_2O). Hallar el incremento de masa del alambre luego de la oxidación.

A) 0,8 g B) 8 g C) 1,6 g
D) 9 g E) 3,2 g

25. Los huesos de un mamífero poseen una masa de 10,9 kg y contiene 50% de $Ca_3(PO_4)_2$. Calcular los kilogramos de fósforo que hay en todo el mamífero.
M. A(uma): Ca = 40; P = 31; O = 16

A) 0,2 kg B) 1,09 kg C) 10,9 kg
D) 8 kg E) 4,2 kg

26. Se analiza una roca que contiene carbonato de Calcio ($CaCO_3$) con una pureza de 80%.

Indique la masa de dicha roca en toneladas, si de ella se puede extraer 3,2 toneladas de calcio puro.

M.A (uma): Ca = 40; C = 12; O = 16

A) 4 B) 5,2 C) 8
D) 3,2 E) 10

27. Se tiene un mineral que contiene 80% en masa de óxido férrico (Fe_2O_3), si por reducción con gas hidrógeno se logra separar todo el Hierro presente y este corresponde a $6,023 \times 10^{24}$ átomos. Hallar la masa del mineral tratado.

M.A (uma): Fe = 56; O = 16

A) 5 kg B) 4 kg C) 3 kg
D) 2kg E) 1 kg

28. Se tiene una mezcla gaseosa conformado de gas metano (CH_4) y gas propano (C_3H_8) en la proporción molar de 3 a 1, si de esta mezcla se puede extraer todo el Hidrógeno para formar agua. Hallar la masa de la mezcla si se obtiene un kilogramo de agua al 90% de pureza.

M.A: C = 12; H = 1

A) 1000g B) 920g C) 460g
D) 580g E) 900g

29. Se tiene las siguientes muestras gaseosas: 112 L de CH_4 y 336 L de C_3H_8, si estos volúmenes están medidos a condiciones normales. Hallar la masa de Hidrógeno que se pueden extraer de dichos gases.

M.A (uma): C = 12; O = 16

A) 100 g B) 120 g C) 140 g
D) 160 g E) 180 g

30. Se tiene 32 g de una sustancia X_2, que ocupa un volumen de 44,8 L a condiciones normales. Determinar el número de at-g de "X" que existen en 980 g de un compuesto cuya fórmula es H_2SX_4.

A) 10 B) 20 C) 30
D) 40 E) 50

31. Se tiene 2450 g de $KClO_3$ si dicha sustancia se calcina liberándose todo el oxígeno (O_2) que contiene. Indique el volumen que ocupa dicho gas a condiciones normales.

M.A (uma): K = 39; Cl = 35,5; O = 16

A) 67,2 L B) 6,72 L C) 672 L
D) 762 L E) 76,2 L

32. Indicar lo que no corresponde de las afirmaciones siguientes:

I. Si se tienen masas iguales de los siguientes óxidos: SO_2 y SO_3 la masa de Azufre es el mismo en ambos compuestos.

II. En el CO_2 y CO la composición centesimal de Carbono es idéntica.

III. La fórmula empírica de un compuesto posee mayor masa molecular que su fórmula molecular.

IV. Respecto a la atomicidad se cumple: Fórmula Molecular > Fórmula Empírica.

A) I y II B) Sólo I C) I, II y III
D) III y IV E) Sólo IV

33. Si en la siguiente unidad fórmula; $M_2(SO_3)_3$ el porcentaje de azufre es 20%. Indicar el peso atómico de la sustancia "M".

M.A (uma); S = 32; O = 16

A) 60 B) 120 C) 30
D) 45 E) 90

34. De las siguientes afirmaciones, indicar verdadero (V) o falso (F):

I. El volumen molar de cualquier sustancia a condiciones normales es 22,4L.

II. Si se tiene 10 moles de gas propano (C_3H_8) y se pudiera extraer todo el hidrógeno como gas H_2 este ocuparía en C.N. 896 L.

III. Si 96g de O_2 posee la misma cantidad de átomos de Oxígeno que 3 moles de ozono (O_3).

A) FVF B) VFV C) VVF
D) FFV E) VFF

35. La composición centesimal de fósforo en el $H_4P_XO_7$ es 34,83%. Hallar la masa molar del NO_X.
M.A: (P = 31; N = 14)

A) 28 B) 71 C) 46
D) 35 E) 62

36. El oxígeno representa el 60% en masa en el compuesto MO_3. Determine el peso fórmula de la sustancia $CaMO_4$.
M.A (uma): Ca = 40; O = 16

A) 160 B) 136 C) 130
D) 145 E) 125

37. Se analiza una muestra de 2,5mol de la siguiente sal hidratada: $CaSO_4.nH_2O$, se encontró que están presentes 15mol de átomos de Oxígeno. Hallar el porcentaje de agua en dicho compuesto.
M.A (uma): Ca = 40; S = 32; O = 16

A) 28% B) 90% C) 21%
D) 12% E) 75%

38. La composición porcentual del elemento E en el compuesto E_2O es 74,2%. ¿Cuál es la composición centesimal del oxígeno en el compuesto EOH?

A) 35% B) 40% C) 45%
D) 57,5% E) 2,5%

39. En el siguiente óxido de Hierro, Fe_XO_3 el porcentaje del oxígeno es 30%. Determine la masa molecular de $Ca(OH)_X$.
M.A (uma): Fe = 56; Ca = 40; O = 16

A) 76 B) 74 C) 82
D) 102 E) 91

40. La hemoglobina de la sangre contiene 0,32% de Hierro. Asumiendo que hay 2 átomos de Hierro por cada molécula de hemoglobina. Indicar la masa aproximada de la hemoglobina.

A) 36 000 B) 38 000 C) 35 000
D) 34 000 E) 37 000

41. Se encontró que un compuesto ternario que está constituido por C, H y O, donde se tiene, 40,01% de C; 6,67% de H y 53,32% de O. Determinar su fórmula empírica.

A) C_3HO_2 B) $C_4H_2O_3$ C) C_2H_3O
D) CH_2O E) CH_3O_2

42. La testosterona es una hormona sexual masculina contiene C, H y O. Si el análisis arroja que contiene 9,72% de H y 79,16% de C. Determinar la cantidad de átomos que posee la fórmula empírica de la testosterona.

A) 51 B) 47 C) 29
D) 37 E) 49

43. Se tiene 4,14 g de un alambre de Plomo puro, el cual se deja a la intemperie ocurriendo su oxidación completa, debido a esto su masa se incremente en 0,64 g. Hallar la fórmula del óxido obtenido en dicho proceso.
M.A (uma): Pb = 207; O = 16

A) PbO B) PbO_2 C) Pb_2O_3
D) Pb_3O_4 E) Pb_2O_4

44. El ácido fumarico esta difundido en la naturaleza, se encuentra en los hongos, en las células de los animales y posee la siguiente composición centesimal. C = 41,38%; O = 55,17% y H = 3,45%. Si su masa molar es 116 g. Hallar la atomicidad del compuesto.
M.A (uma): C = 12; H = 1; O = 16

A) 18 B) 15 C) 16
D) 12 E) 14

45. Un compuesto formado por nitrógeno e hidrógeno contiene 12,5% de hidrógeno, si 5 mol-g de este compuesto tiene una masa de 160 g. ¿Cuál es la fórmula molecular del compuesto?

A) NH B) N_2H_2 C) N_2H_4
D) N_4H_6 E) N_2H_5

46. Indicar el peso molecular de la fórmula molecular de un compuesto químico conformado por los elementos azufre y oxígeno, donde el %O es 50 y además la fórmula molecular presenta 6 átomos en total.

A) 138 B) 128 C) 124
D) 140 E) 104

47. Se somete a combustión 84 g de un compuesto formado por Carbono e Hidrógeno si en este proceso se logra obtener 264 g de dióxido de Carbono. Hallar la masa molecular de dicho compuesto, si su atomicidad es 6.

A) 44 B) 28 C) 64
D) 32 E) 54

48. Hallar la atomicidad de un compuesto formado por Carbono, Hidrógeno y Azufre, que por combustión con el Oxigeno (O_2) generan: 13,2 g de CO_2; 5,4 g de agua y 6,4 g de SO_2.

A) 10 B) 8 C) 6
D) 4 E) 2

49. Se analiza 0,3 moles de cierto compuesto orgánico, encontrándose presente 5,42 . 10^{23} átomos de Carbono; 9,6 g de Oxigeno y 1,8 moles de Hidrógeno, en base a esto. Hallar la formula del compuesto y dar como respuesta su atomicidad.

A) 11 B) 15 C) 18
D) 9 E) 6

50. Un tío de alcaloide es la cafeína, si ella contiene 5,15% de hidrógeno 49,48% de carbono 16,5% de Oxígeno y el resto de Nitrógeno. Si se hace cristalizar una molécula del mismo lo hace con una molécula de agua teniendo una masa molar de 212.

A) $C_3H_9H_3O_2$ B) $C_8H_{10}O_2N_4$
C) C_5H_7ON
D) $C_4H_8O_4N_2$ E) $C_6H_8ON_2$



Densidad, Presión y Temperatura

OBJETIVOS

- Conocer estos conceptos físicos para su correcto uso y aplicación.
- Diferenciar sustancias de mayor densidad mediante una simple inspección.
- Convertir lecturas de temperatura de una escala en otra y su variación.

HISTORIA DE LA MEDIDA DE LA TEMPERATURA Y DEL CALOR, la temperatura de los cuerpos es un concepto que el hombre primitivo (precientífico) captó a través de sus sentidos. Las primeras valoraciones de la temperatura dadas a través del tacto son simples y poco matizadas. De una sustancia sólo podemos decir que esta caliente, tibia (caliente como el cuerpo humano), templada (a la temperatura del ambiente), fría y muy fría.



En 1740, Celsius, científico sueco de Upsala, propuso los puntos de fusión y ebullición del agua al nivel del mar (P = 1 atm) como puntos fijos y una división de la escala en 100 partes (grados).

Con el diseño de aparatos se pudieron establecer escalas para una valoración más precisa de la temperatura. El primer termómetro(vocablo que proviene del griego thermes y metron, medida del calor) se atribuye a Galileo que diseñó uno en 1592 con un bulbo de vidrio del tamaño de un puño y abierto a la atmósfera a través de un tubo delgado.

En 1641, el Duque de Toscana, construye el termómetro de bulbo de alcohol con capilar sellado, como los que usamos actualmente. Para la construcción de estos aparatos fue fundamental el avance de la tecnología en el trabajo del vidrio.

A mediados del XVII, Robert Boyle descubrió las dos primeras leyes que manejan el concepto de temperatura:

- en los gases encerrados a temperatura ambiente constante, el producto de la presión a que se someten por el volumen que adquieren permanece constante.
- la temperatura de ebullición disminuye con la presión.

Posteriormente se descubrió, pese a la engañosa evidencia de nuestros sentidos, que todos los cuerpos expuestos a las mismas condiciones de calor o de frío alcanzan la misma temperatura (ley del equilibrio térmico). Al descubrir esta ley se introduce por primera vez una diferencia clara entre calor y temperatura.

En 1717 Fahrenheit, un germano-holandés (nació en Dancing y emigró a Amsterdam), fabricante de instrumentos técnicos, construyó e introdujo el termómetro de mercurio con bulbo (usado todavía hoy) y tomó como puntos fijos:

- el de congelación de una disolución saturada de sal común en agua, que es la temperatura más baja que se podía obtener en un laboratorio, mezclando hielo o nieve y sal.
- y la temperatura del cuerpo humano – una referencia demasiado ligada a la condición del hombre – .

INTRODUCCIÓN

Muchas veces al realizar la solución de un problema físico, químico e incluso de ingeniería nos encontramos con parámetros físicos tales como densidad, presión y temperatura, los cuales son indispensables conocer para evitar alguna dificultad en su uso y aplicación.

Por ejemplo, cuando un ingeniero diseña un puente necesita conocer la masa de sus distintas secciones, para asegurarse de que la estructura es lo suficientemente fuerte. Conociendo el volumen y en una tabla la densidad del material, se puede conocer la masa de la sección.

DENSIDAD

Propiedad intensiva de la materia; para una sustancia la densidad es la masa del cuerpo por unidad de volumen.

$$\rho = \frac{m}{V}$$

Donde:
- m : Masa del cuerpo o sustancia (kg, g)
- V : Volumen del cuerpo o sustancia (m^3, L, mL)
- ρ : Densidad de la sustancia (kg/m^3, g/mL, g/L)

EQUIVALENCIAS

1 Kg = 1000 g
$1\ m^3 = 1000\ L$
1 L = 1000 mL
$1\ mL = 1\ cm^3$

Ejemplo: Hallar la densidad de una sustancia cuya masa es 40g y ocupa un volumen de 8 mL.

Resolución: Aplicando: $\rho = \frac{m}{V}$

Reemplazando: $\rho = \frac{40g}{8mL} = 5\ g/mL$

Densidad media de algunos cuerpos en g/cm^3 a 4°C y 1 atm

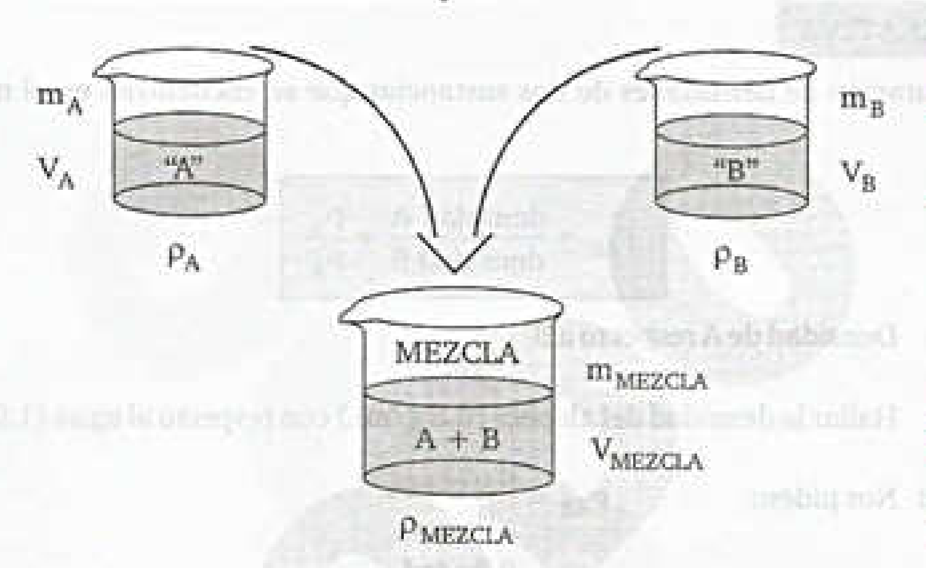
Agua	1,00
Agua de mar	1,026
Alcohol	0,83
Cinc	7.20
Cobre	8,94
Diamante	3,52
Gasolina	0,72
Hielo	0,92

DENSIDAD DE UNA MEZCLA (ρ_M)

Si dos o más sustancias se mezclan su densidad de calcula como:

$$\rho_{MEZCLA} = \frac{M_{MEZCLA}}{V_{MEZCLA}}$$

Por ejemplo: Se mezclan dos sustancias "A" y "B"



$$\Rightarrow \quad \rho_{MEZCLA} = \frac{m_{MEZCLA}}{V_{MEZCLA}} = \frac{m_A + m_B}{V_A + V_B}$$

OBSERVACIONES

1. Si se mezclan volúmenes iguales de dos sustancias "A" y "B" ($V_A = V_B$)

Se cumple:

$$\rho_{MEZCLA} = \frac{\rho_A + \rho_B}{2}$$

* Media aritmética de las densidades

Donde: ρ_A, ρ_B: Densidad de "A" y de "B" respectivamente.

2. Al mezclarse masas iguales de dos sustancias "A" y "B" ($m_A = m_B$)

Se cumple:

$$\rho_{MEZCLA} = \frac{2}{\frac{1}{\rho_A} + \frac{1}{\rho_B}} = \frac{2\,\rho_A \cdot \rho_B}{\rho_A + \rho_B}$$

* Media armónica de las densidades

Ejemplo: Se mezclan volúmenes iguales de alcohol de densidad 0,8 g/mL con agua de densidad 1,0 g/mL. Hallar la densidad de la mezcla.

Resolución: Cuando: $V_{ALCOHOL} = V_{AGUA}$

Se cumple: $\rho_M = \dfrac{\rho_{ALCOHOL} + \rho_{AGUA}}{2}$

Reemplazando: $\rho_M = \dfrac{0,8 + 1}{2} = 0,9 \text{ g/mL}$

DENSIDAD RELATIVA

Es una comparación de densidades de dos sustancias que se encuentran en el mismo estado. Se cumple:

$$\rho_{AB} = \frac{\text{densidad A}}{\text{densidad B}} = \frac{\rho_A}{\rho_B}$$

Se lee: Densidad de A respecto a B

Ejemplo: Hallar la densidad del alcohol (0,8 g/mL) con respecto al agua (1,0 g/mL)

Resolución: Nos piden: $\rho_{AB} = \dfrac{d_{ALCOHOL}}{d_{AGUA}}$

Reemplazando: $\rho_{AB} = \dfrac{0,8\text{g/mL}}{1,0\text{g/mL}} = 0,8$

PESO ESPECÍFICO (γ)

Es una propiedad intensiva, que mide el peso de una sustancia por unidad de volumen:

$$\gamma = \frac{\text{peso}}{\text{volumen}}$$

Además, recordar que: Peso = masa . aceleración de la gravedad → Peso = W = mg.

Como el peso depende de la aceleración de la gravedad, el peso específico también variará según esta aceleración. Así por ejemplo, el peso específico de un cuerpo en la Tierra será mayor que en la Luna, porque la aceleración de la gravedad es mayor.

Unidades:

$$\begin{matrix}\text{Sistema}\\ \text{Internacional}\end{matrix} = \frac{\text{Newton}}{\text{metro cúbico}}\left(\frac{N}{m^3}\right)$$

Debemos tener en cuenta que:

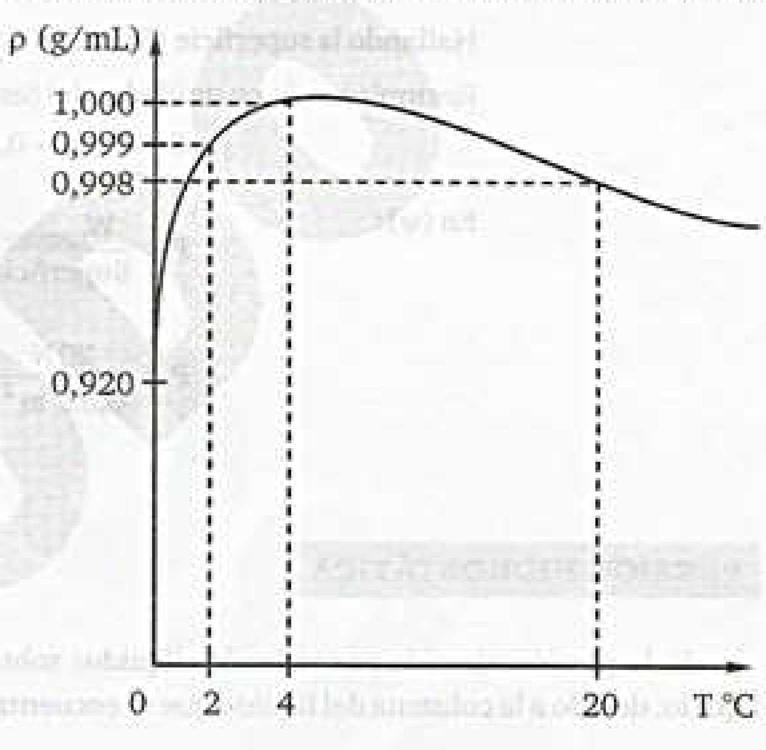
1. Los valores de densidad de las sustancias dependen de la presión y la temperatura a la cual se encuentre, pero no dependen de la gravedad; por lo tanto, la densidad del cuerpo en la Tierra es igual que en la Luna, a la misma presión y temperatura.

2. Estando a la misma presión y temperatura es posible diferenciar a dos sustancias químicamente puras por sus valores de densidad, debido a que es una propiedad intensiva y característica de cada sustancia.
3. Para una sustancia química, generalmente se cumple: $\rho_{sólido} > \rho_{líquido} > \rho_{gas}$.
4. En general debe considerarse que la densidad disminuye al aumentar la temperatura, esto se debe a la dilatación o aumento de volumen que experimentan las sustancias al ser calentadas.
5. El agua presenta un comportamiento anormal en la variación de su densidad respecto a la temperatura en el rango de 0° a 4 °C (ver figura).

Cuando la temperatura aumenta de 0° a 4° C, su densidad también lo hace debido a que el volumen de agua sólida (hielo) disminuye al pasar al estado líquido; esto se debe a que, en el hielo, las moléculas de agua están formando estructuras hexagonales que ocupan mayor espacio que en el estado líquido.

Cuando la temperatura del agua es de 4 °C, su densidad toma el máximo valor de 1 kg/L o 1 g/cm³ (62,4 lb/pie³); y a valores de temperatura mayores a 4 °C empezará a disminuir y pues su volumen empezará a aumentar por el debilitamiento de los enlaces puente hidrógeno que ya no cohesionarán tan fuertemente a las moléculas de agua.

Figura. Variación de la densidad del H_2O con la temperatura.



PRESIÓN

Al andar sobre la nieve vemos que nos hundimos más o menos según el calzado. Si llevamos en los pies raquetas o esquíes, el hundimiento es menor. ¿Qué es lo que ha cambiado? Lo que ha variado no es la masa ni es el peso, sino la superficie sobre la que se apoyaba el peso. A este cociente entre la fuerza y la superficie que la soporta se le llama presión.

$$P = \frac{F}{A} \qquad \frac{N}{m^2} <> \text{Pascal}$$

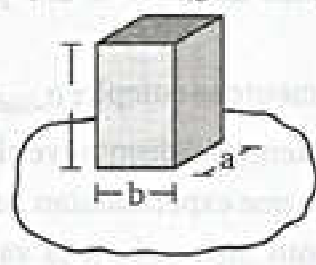
Donde: Unidades en el Sistema Internacional (S.I.)

F : Fuerza (Newton: N)

S : Superficie o Área (m^2)

P : Presión (Pascal: Pa = N/m^2)

Ejemplo: ¿Cuál es la presión ejercida por el ladrillo de 2 Kg de masa en la posición mostrada? ($a = 20$ cm, $b = 10$ cm, $c = 25$ cm, $g = 10\ m/s^2$)





Resolución: Aplicando: $P = \frac{F}{S}$ ....(ψ)

Hallando la superficie (S): $S = a \cdot b$

Reemplazando en unidades del Sistema Internacional (S.O.)

$$S = 0{,}2\ m \cdot 0{,}1\ m = 0{,}02\ m^2$$

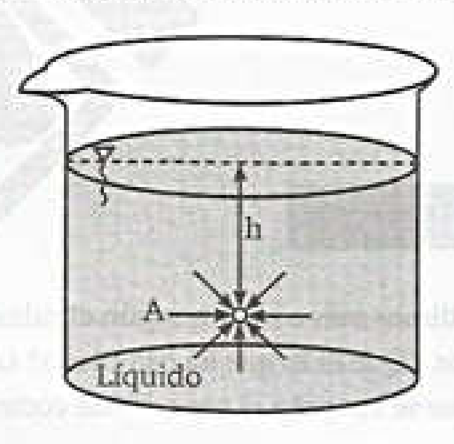
En (ψ):

$$P = \frac{W_{Ladrillo}}{Superficie} = \frac{mg}{S} = \frac{2\ Kg \cdot 10\ m/s^2}{0{,}02\ m^2} = \frac{20N}{0{,}02\ m^2}$$

$$P = \frac{20N}{0{,}02\ m^2} = \frac{10}{0{,}01}Pa = \frac{10}{10^{-2}}Pa = 10^3 Pa$$

PRESIÓN HIDROSTÁTICA

Es la presión ejercida por todos los líquidos sobre cualquier punto o cuerpo ubicado dentro del líquido, debido a la columna del líquido que se encuentra sobre el punto.

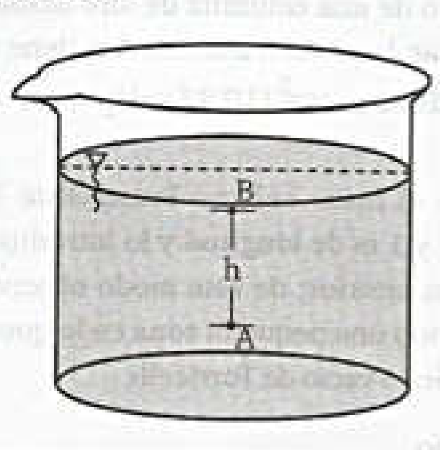


En el punto A se cumple:

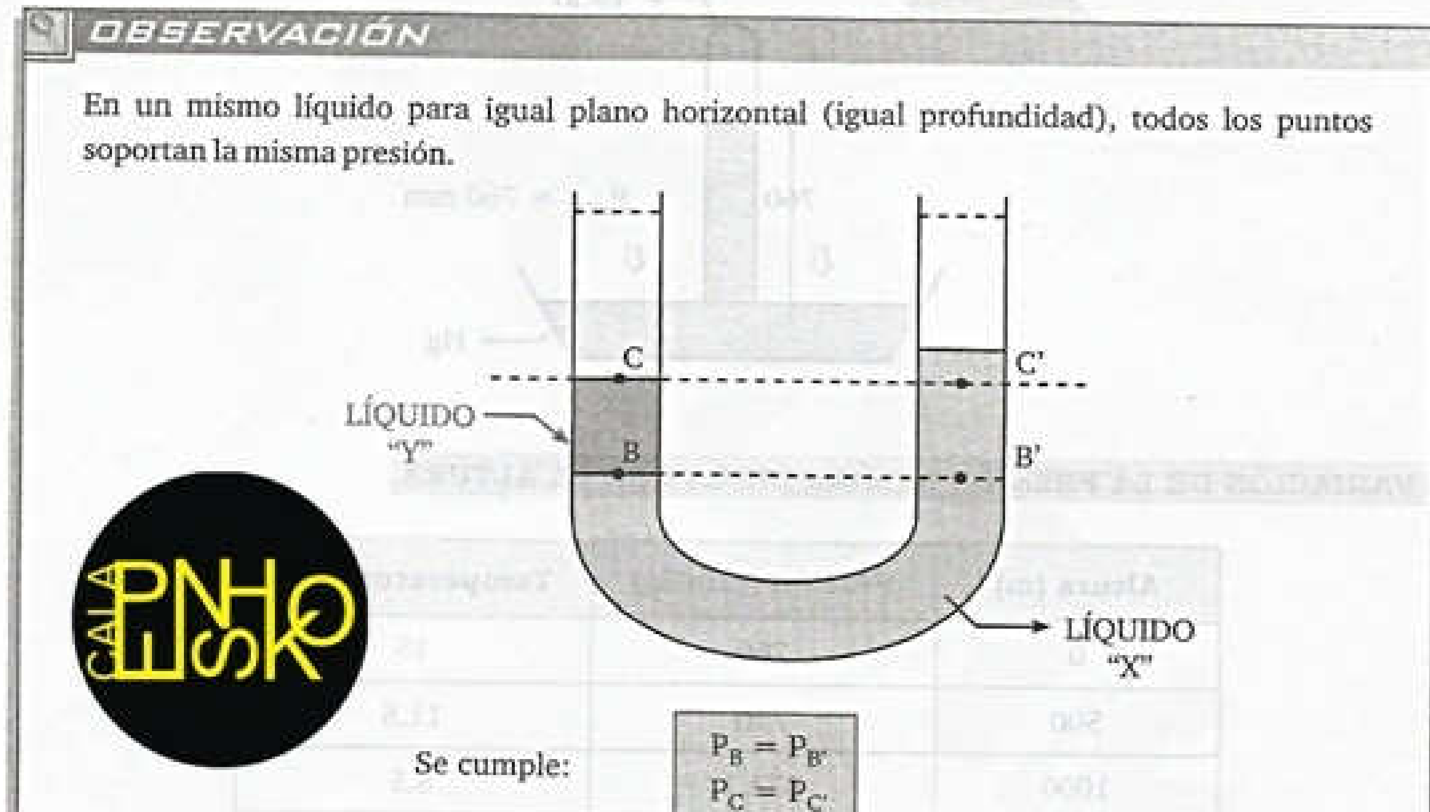
$$P_A = \rho_L \cdot g \cdot h$$

Donde:
- ρ_L : Densidad del líquido (Kg/m^3)
- g : Aceleración de la gravedad (m/s^2)
- h : Profundidad (m)
- P_A : Presión Hidrostática (Pa)

La diferencia de presiones entre dos puntos A y B, situados a profundidad h_A y h_B vendrá determinada por:



$$P_A - P_B = \rho_L \cdot g \cdot h$$



OBSERVACIÓN

En un mismo líquido para igual plano horizontal (igual profundidad), todos los puntos soportan la misma presión.

Se cumple:

$$P_B = P_{B'}$$
$$P_C = P_{C'}$$

Ejemplo: Hallar la presión hidrostática en el fondo de una piscina de 3 m de profundidad.

Datos: $\rho_{H_2O} = 1000\,kg/m^3$; $g = 10\,m/s^2$

Resolución: La presión hidrostática se calcula:

$$P_H = \rho_{AGUA} \cdot g \cdot h$$

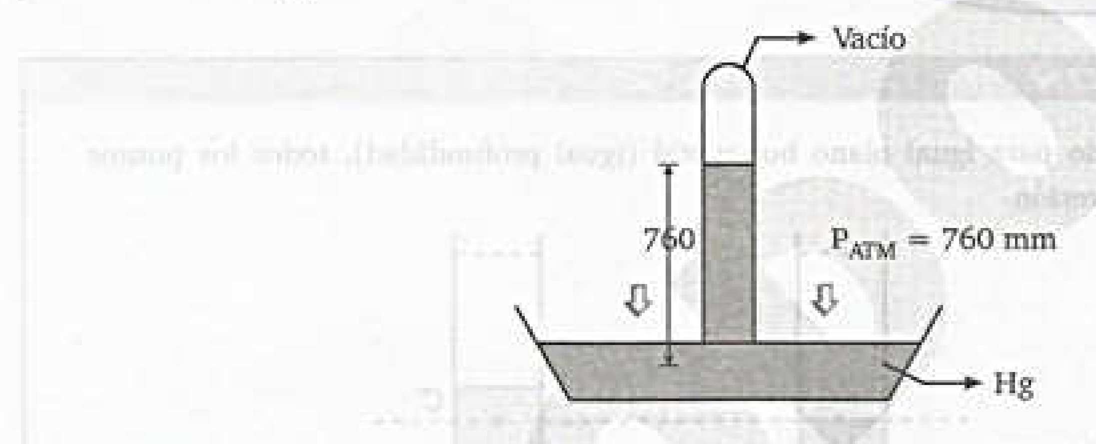
Reemplazando: $P_H = 1000\dfrac{kg}{m^3} \cdot 10\dfrac{m}{s^2} \cdot 3\,m = 3000\,Pa$

$$\therefore \quad P_H = 3 \cdot 10^4\,Pa$$

PRESIÓN ATMOSFÉRICA (P_{atm})

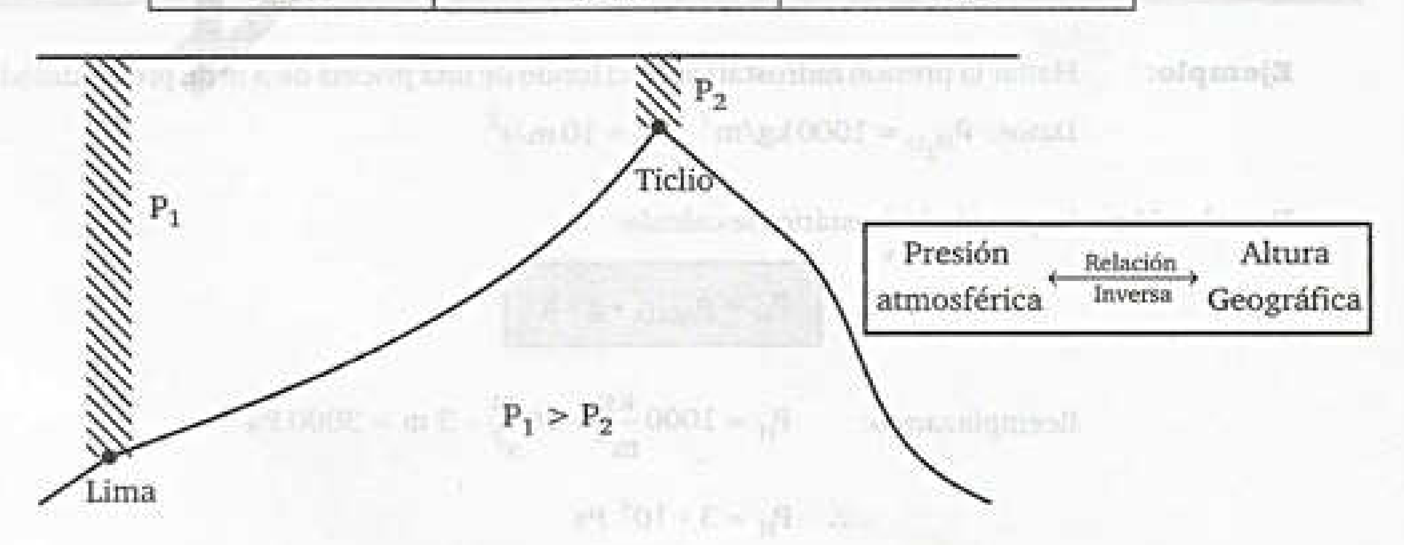
Es la presión ejercida por la atmósfera y representa el peso de una columna de aire desde el nivel del mar hasta el punto más alto de la atmósfera. A nivel del mar, la presión atmosférica tiene un valor medio de 760 mmHg, equivale a una presión de 101 300 Pa ó 1033 g/cm^2 (10,33 m H_2O).

La presión atmosférica fue medida por primera vez por el físico italiano Evangelista Torricelli (1 608 – 1 647). Lleno con mercurio un tubo de 1 cm^2 de área y 1 m de longitud y lo introdujo en una cubeta del mismo líquido sin dejar que el aire penetrara en su interior; de este modo observó que el mercurio ascendía en el tubo 760 mm aproximadamente, dejando una pequeña zona en lo que se había producido el vacío y que recibió el nombre de cámara barométrica o vacío de Torricelli.



VARIACIÓN DE LA PRESIÓN ATMOSFÉRICA CON LA ALTURA

Altura (m)	Presión (mmHg)	Temperatura (°C)
0	760	15
500	716	11,8
1000	674,1	8,5
1500	634,2	5,2



Ejemplo: ¿A qué profundidad explotará una bomba si está graduada para resistir una presión máxima de 203,9 kPa? ($d_{\text{Agua de mar}} = 1026\ kg/m^3$)

Resolución: Sea "h" la presión a la cual se iguala a 203,9 kPa

Se cumple :

$$\underbrace{P_{BOMBA}} = \underbrace{P_{AGUA\ DE\ MAR}} + \underbrace{P_{ATMOSFERICA}}$$

$$203{,}9\ kPa = d \cdot g \cdot h + 101{,}3\ kPa$$

$$203{,}9 \cdot 10^3 Pa = 1026 \frac{kg}{m^3} \cdot 10 \frac{m}{s^2} \cdot h + 101{,}3 \cdot 10^3 Pa$$

$$102{,}6 \cdot 10^3 (Pa) = 10260 \cdot h \frac{kg}{m^2 . s^2}$$

$$102{,}6 \cdot 10^3 \left(\frac{kg}{m . s^2}\right) = 10260 \cdot h \cdot \frac{kg}{m^2 . s^2}$$

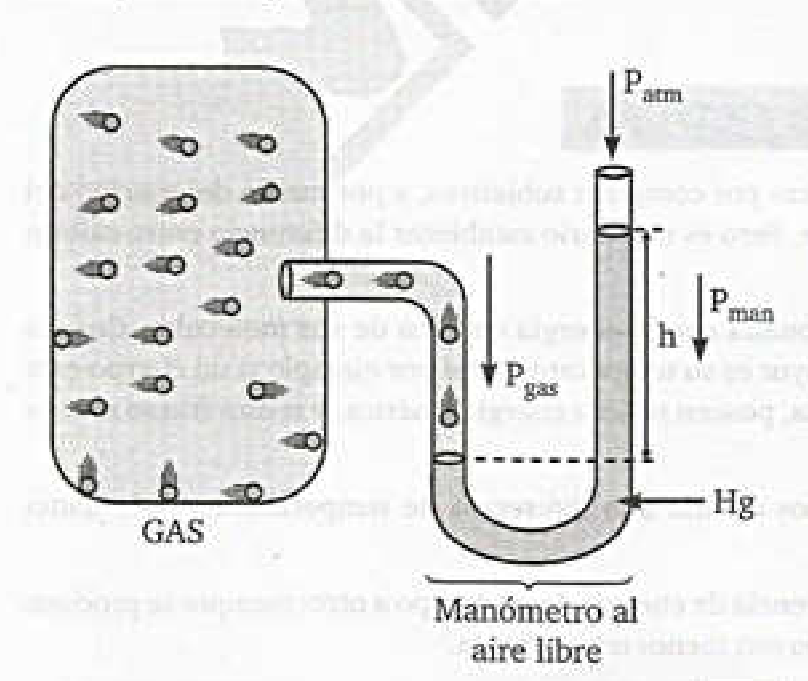
$$\therefore \quad 10m = h$$

NIVEL DEL MAR
h
Bomba
A

PRESIÓN MANOMÉTRICA

Es la presión relativa que ejerce un fluido (gas o líquido), su valor depende de la presión externa. La presión manométrica puede tener un valor mayor o menor que la presión atmosférica. Un manómetro que mide presiones inferiores a la atmosférica se llama manómetro de vacío o vacuómetro.

El manómetro es un tubo de vidrio doblado en forma de "U" o forma de "J" con dos ramas, conteniendo una cierta cantidad de mercurio y que posee un codo en una de las ramas para conectar al fluido del cual se desea medir la presión. La diferencia de niveles del mercurio es lo que corresponde a la presión manométrica.



Manómetro al aire libre

La presión manométrica (P_{man}) se puede expresar de dos formas, según la unidad de presión que se desee.

$$P_{man.} = \rho \cdot g \cdot h \quad \text{o} \quad P_{man.} = h\ cm\,Hg$$

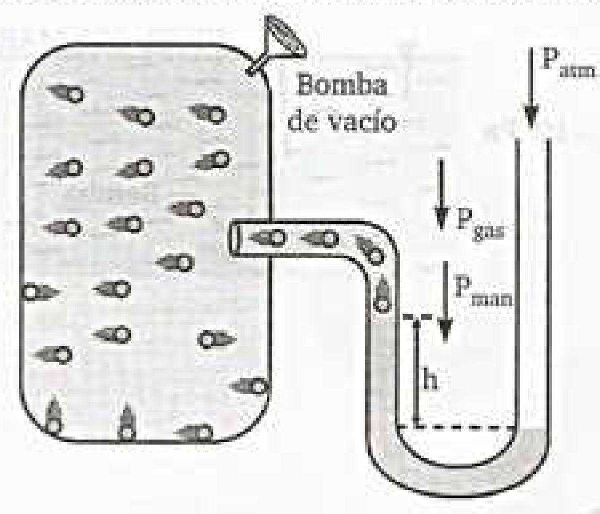
La presión absoluta (total) del gas lo hallamos así:

$$P_{gas} = P_{man} + P_{atm}$$

La presión manométrica en función de la presión absoluta y presión externa (atmosférica) lo hallamos despejando:

$$P_{man} = P_{gas} - P_{atm}$$

En base a esta fórmula podemos observar que la **P_{man}** cambia al variar la presión externa, debido a ello se dice que es relativa; si la presión externa aumenta, la presión manométrica disminuirá; si la presión externa disminuye, la presión manométrica aumentará.



Cuando se practican vacíos, la presión de gas enrarecido será menor que la presión atmosférica, entonces el desnivel del mercurio se produce en la rama izquierda y se llama **presión de succión o presión de vacío**, así:

Se cumple: $P_{gas} + P_{man} = P_{atm}$

$$\rightarrow \quad P_{gas} = P_{atm} - P_{man}$$

$$\rightarrow \quad P_{man} \text{ o } P_{vacío} = P_{atm} - P_{gas}$$

PRESIÓN ABSOLUTA

Es la presión real o total que ejerce un fluido. Si se usa un manómetro al aire libre para medir la presión del fluido, entonces la presión absoluta resulta ser la suma de la presión manométrica y la presión atmosférica, como ya planteamos anteriormente.

Ahora lo generalizamos para todo fluido (gas o líquido) de la siguiente manera:

$$P_{fluido} = P_{abs} = P_{man} + P_{atm}$$

TEMPERATURA

El frío y el calor son sensaciones fisiológicas por completo subjetivas, y por medio del sentido del tacto, notamos si un cuerpo esta frío o caliente. Pero es necesario establecer la diferencia entre calor o energía calorífica y temperatura.

La temperatura de un cuerpo esta relacionada con la energía cinética de sus moléculas. Cuanto mayor sea la energía interna de un cuerpo, mayor es su temperatura. Así por ejemplo si un cuerpo esta caliente, sus moléculas se mueven muy de prisa, poseen mucha energía cinética, y si está frío se mueva más despacio, tienen poca energía cinética.

A la energía transferida entre dos cuerpos debido a la diferencia de temperaturas, se le llama energía calorífica, térmica o calor.

El calor, es pues un mecanismo de transferencia de energía de un cuerpo a otro; siempre se produce desde el cuerpo de mayor temperatura al cuerpo con menor temperatura.

ESCALAS TERMOMÉTRICAS

Son las escalas en las cuales graduamos los termómetros para poder medir la temperatura, toman ciertos puntos de referencia y estas son:

ESCALAS RELATIVAS

Se caracterizan porque toman como punto de referencia alguna propiedad física de cierta sustancia.

1. Escala centígrada o celsius (°C)

Toma como referencia algunas propiedades físicas del agua, estas son:

- Punto de congelación del agua .... 0 °C
- Punto de ebullición del agua .... 100 °C

Ambos tomados a presión normal.

2. Escala farenheit (°F)

Escala del sistema inglés, toma como puntos de referencia a lo siguiente:

- Temperatura de solidificación de una mezcla de agua y sales amoniacales .... 0 °F
- Máxima temperatura animal .... 100°F

ESCALAS ABSOLUTAS

Se caracterizan por ser más exacta, ya que toman como referencia la temperatura del cero absoluto.

CERO ABSOLUTO: Temperatura donde cesa el movimiento molecular y equivale a cero (0) en cualquier escala absoluta y son:

1. Escala kelvin (K)

Escala del sistema internacional (S.I.) toma como base al cero absoluto (0K) el aumento de 1K equivale al aumento en 1 °C: Δ °C = Δ K

2. Escala rankine (R)

Escala absoluta del sistema inglés, en donde el aumento de 1R equivale al incremento en 1 °F.

Δ °F = Δ R

	°C	°F	K	R
Punto de Ebullición del Agua	100	212	373	672
Punto de Congelación del Agua	0	32	273	492
Cero absoluto	–273	–460	0	0

CONVERSIÓN ENTRE ESCALAS

Para convertir valores de temperatura de una escala a otra se aplica la siguiente ecuación, la cual se obtiene del teorema de Thales.

Ecuación general de conversión:

$$\frac{°C}{5} = \frac{°F - 32}{9} = \frac{K - 273}{5} = \frac{R - 492}{9}$$

Además:

$$K = °C + 273$$
$$R = °F + 460$$

OBSERVACIÓN

Para crear una nueva escala de temperatura y hallar una ecuación de conversión con otra escala conocida, ambas deben tener como mínimo dos puntos de coincidencia.

VARIACIÓN DE TEMPERATURA

Es el incremento (calentamiento) o disminución (enfriamiento) de temperatura que experimenta un cuerpo.

Se define:

$$\Delta T = T_f - T_i$$

Donde:
- ΔT : Variación de temperatura
- T_f : Temperatura final
- T_i : Temperatura inicial

Equivalencias: 1 °C < > 1,8 °F < > 1 K < > 1,8 R

Ejemplo (1): Convertir los siguientes valores de temperatura a la escala Celsius

A) 122 °F B) 727 K C) 1392 R D) 523 K E) 100 °F

Resolución: **A)** Para convertir °F a °C se aplica la ecuación:

$$\frac{°C}{5} = \frac{°F - 32}{9}$$

Reemplazando: $\frac{°C}{5} = \frac{122 - 32}{9}$ ⇨ $°C = 5 \cdot \frac{90}{9} = 50°$

B) Convirtiendo 727 K a °C se utiliza la relación:

$$\boxed{^\circ C = K - 273} \quad ....(\beta)$$

Reemplazando: $^\circ C = 727 - 273 = 454^\circ$

C) Se utiliza la siguiente ecuación para convertir 1392 R a °C:

$$\boxed{\frac{^\circ C}{5} = \frac{R - 492}{9}}$$

Reemplazando: $\frac{^\circ C}{5} = \frac{1392 - 492}{9} \Rightarrow \frac{^\circ C}{5} = \frac{\overset{100}{900}}{9}$

$\therefore \quad ^\circ C = 500^\circ$

D) Aplicando la ecuación (β) para convertir K a °C.

Reemplazando: $^\circ C = 523 - 273 = 250^\circ$

E) Para convertir °F a °C la ecuación a utilizar es:

$$\boxed{\frac{^\circ C}{5} = \frac{^\circ F - 32}{9}}$$

Reemplazando: $\frac{^\circ C}{5} = \frac{100 - 32}{9} \quad \Rightarrow \quad ^\circ C = 37{,}78^\circ$

Ejemplo (2): Un cuerpo se encuentra a 50 °C y sufre un incremento de temperatura de 90 °F. ¿Cuál será su temperatura final en °C?

Resolución:



Como se incrementa la temperatura no podemos sumar las temperaturas por encontrarse en diferentes escalas, entonces hacemos la conversión de la variación de lecturas:

$$1^\circ C \xrightarrow{\text{EQUIVALE A}} 1{,}8\ ^\circ F$$
$$x \longrightarrow 90\ ^\circ F$$

$$\Rightarrow x = \frac{90\ ^\circ F}{1{,}8\ ^\circ F} \cdot {}^\circ C = 50\ ^\circ C$$

Ahora sumando la variación a la temperatura inicial:

$$T_{final} = \underbrace{T_{inicial}} + \underbrace{\Delta T}$$

$$\therefore \quad T_{final} = 50\ ^\circ C + 50\ ^\circ C = 100\ ^\circ C$$

EJERCICIOS DE APLICACIÓN



1. Respecto a la densidad, identifique las afirmaciones correctas:
   I. Mide la relación entre el volumen de una sustancia y su masa.
   II. Nos da una idea de cuan pesado es una sustancia.
   III. Su medida es afectado por la temperatura principalmente en los líquidos y gases.

   Rpta.: ....

2. Se tiene una muestra de 250 mililitros de cierto líquido cuya densidad es 0,8g/mL. Halle la masa de dicha muestra.

   Rpta.: ....

3. ¿Cuál es el volumen que ocupa en mililitros una muestra de 54 gramos de mercurio cuya densidad es 13,5g/mL?

   Rpta.: ....

4. Se mezclan en volúmenes iguales dos líquidos cuyas densidades son 0,6g/mL y 0,9g/mL. Halle la densidad (en g/mL) de la mezcla.

   Rpta.: ....

5. Sobre la presión, identifique las afirmaciones correctas:
   I. Mide la relación entre la fuerza aplicada (perpendicular) sobre un área determinada.
   II. En los líquidos depende de su altura.
   III. En el caso de la presión atmosférica esta aumenta con la altitud.

   Rpta.: ....

6. Se tiene un recipiente de 2 metros de altura con agua pura el cual lo llena completamente. Halle la presión que soporta su base (no considerar el peso del recipiente ni la presión atmosférica) en unidades de .

   Rpta.: ....

7. Identifique la alternativa que contiene a la localidad del Perú donde es menor la presión atmosférica.
   I) Cusco II) Lima
   III) Ancash
   IV) Cerro de Pasco V) Iquitos

   Rpta.: ....

8. Sobre la temperatura, indique la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:
   I. Nos indica el grado de agitación molecular de un cuerpo.
   II. En la escala Fahrenheit (°F) el agua ebulle a 32°.
   III. Las escalas absolutas Rankine y Kelvin consideran como la mínima temperatura al cero absoluto.

   Rpta.: ....

9. La temperatura corporal media de un hombre sano es de 37°C. Halle su equivalente en la escala Fahrenheit.

   Rpta.: ....

10. ¿A qué temperatura coinciden las medidas en las escalas Celsius y Fahrenheit?

   Rpta.: ....

PROBLEMAS RESUELTOS

PROBLEMA 1 Hallar la masa de 30 mL de una sustancia cuya densidad es 2 g/mL

A) 55 g B) 65 g C) 60 g
D) 67 g E) 70 g

Resolución:

Se tiene: $d = \frac{m}{V}$

Nos piden: $\boxed{m = d \times V}$

Reemplazando: $m = 2\,\frac{g}{mL} \times 30\ mL$

$m = 60\ g$

∴ CLAVE: C



PROBLEMA 2 Una esfera de radio 4cm tiene una densidad de 3,6 g/cm^3. Calcular la masa de la esfera.

A) 960,3 g B) 965,1 g C) 954,2 g
D) 978,4 g E) 853,3 g

Resolución:

Si la densidad es: $d = \frac{m}{V}$ ⇨ $\boxed{m = d \times V}$ ....(α)

Pero no se conoce el volumen de la esfera, el cual se calcula como:

$$\boxed{V_{ESFERA} = \frac{4}{3}\pi r^3}$$

Reemplazando r = 4 cm:

$$V_{ESFERA} = \frac{4}{3}\pi(4)^3\,cm^3$$

$$V_{ESFERA} = \frac{256\,\pi}{3}\,cm^3$$

En (α) hallando la masa (m):

$$m = 3,6\,\frac{g}{cm^3} \times \frac{256\,\pi}{3}\,cm^3$$

$m = 965,1\ g$

∴ CLAVE: B

PROBLEMA 3 Se mezclan masas iguales de dos metales de densidad 1,25 g/cm^3 y 0,75 g/cm^3 respectivamente. calcular la densidad de la mezcla.

A) 0,9375 g/cm^3 B) 0,8733 g/cm^3 C) 0,9845 g/cm^3
D) 0,9574 g/cm^3 E) 0,9899 g/cm^3

Resolución: Para masas iguales se cumple:

$$\boxed{d_{MEZCLA} = \frac{2 \, . \, d_1 \, . \, d_2}{d_1 + d_2}} \quad ....(\beta)$$

Se tiene: $d_1 = 1,25 \; g/cm^3 \quad ; \quad d_2 = 0,75 \; g/cm^3$

Reemplazando en (β):

$$d_{MEZCLA} = \frac{2 \times 1,25 \times 0,75}{1,25 + 0,75}$$

$$d_{MEZCLA} = \frac{1,875}{2} = 0,9375 \; g/cm^3$$

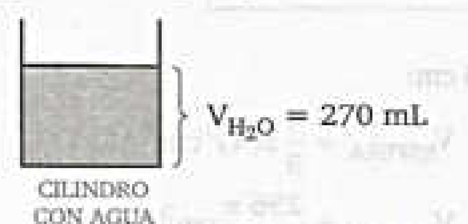
$\therefore$ CLAVE: A

PROBLEMA 4 Un cilindro contiene 270 mL de agua. Se introduce 15 g de una pieza metálica y el nivel del agua se eleva a 275 mL. Calcula la densidad de la pieza metálica.

A) 3 g/mL B) 4 g/mL C) 3,5 g/mL
D) 4,6 g/mL E) 5 g/mL

Resolución: Datos: $m_{PIEZA} = 15 \; g$

Nos piden: $d = ¿?$





Para hallar: $d = \frac{m}{V} \quad ....(\gamma)$

Se requiere volumen de la pieza metálica, el cual se obtiene por diferencia de nivel:

$$V_{PIEZA} = \underbrace{V_2}_{} - \underbrace{V_{H_2O}}_{}$$

$$V_{PIEZA} = 275 - 270 = 5 \; mL$$

Reemplazando en (γ):

$$d_{PIEZA} = \frac{15g}{5mL}$$

$$d_{PIEZA} = 3\ g/mL$$

∴ CLAVE: A

PROBLEMA 5 La masa de un cuerpo "A" es el doble de un cuerpo "B" y su volumen es el triple del otro. Hallar la densidad de "A" respecto a "B".

A) 0,56 B) 0,35 C) 0,45
D) 0,83 E) 0,67

Resolución: Según datos: $m_A = 2\,m_B$

$V_A = 3\,V_B$

Nos piden: $d_{AB} = ¿?$

La densidad de "A" respecto a "B" se calcula:

$$d_{AB} = \frac{d_A}{d_B} = \frac{\frac{m_A}{V_A}}{\frac{m_B}{V_B}}$$



Reemplazando datos:

$$d_{AB} = \frac{\frac{2\ \cancel{mB}}{3\ \cancel{V_B}}}{\frac{\cancel{mB}}{\cancel{V_B}}} = \frac{2}{3} = 0,67$$

∴ CLAVE: E

PROBLEMA 6 Se mezclan 200 mL de un ácido de densidad 1,5 g/mL con 300 mL de alcohol de densidad 0,8 g/mL. Calcular la densidad de la mezcla.

A) 1,12 g/mL B) 2,10 g/mL C) 2,05 g/mL
D) 1,08 g/mL E) 1,20 g/mL

Resolución: Se tiene los datos : $V_{ACIDO} = 200\ mL$ $V_{ALCOHOL} = 300\ mL$

$d_{ACIDO} = 1,5\ g/mL$ $d_{ALCOHOL} = 0,8\ g/mL$

Para hallar la densidad de la mezcla se utiliza la relación:

$$d_{MEZCLA} = \frac{m_{MEZCLA}}{V_{MEZCLA}} = \frac{m_{ACIDO} + m_{ALCOHOL}}{V_{ACIDO} + V_{ALCOHOL}} \quad .....(\theta)$$

Para hallar la masa de cada componente:

$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow \boxed{m = d \times V}$$

Reemplazando : $m_{ACIDO} = d_{ACIDO} \times V_{ACIDO}$

$$m_{ACIDO} = 1{,}5\frac{g}{mL} \times 200\,mL = 300g$$

$$m_{ALCOHOL} = d_{ALCOHOL} \times V_{ALCOHOL}$$

$$m_{ALCOHOL} = 0{,}8\frac{g}{mL} \times 300\,mL = 240g$$

En (θ) : $d_{MEZCLA} = \frac{(300+240)\,g}{(200+300)\,mL}$



$$d_{MEZCLA} = \frac{540\,g}{500\,mL} = 1{,}08\,g/mL$$

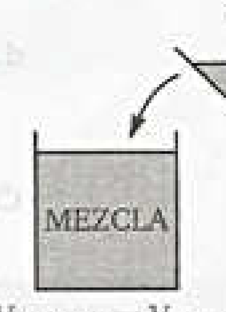
∴ CLAVE: D

PROBLEMA 7 ¿Cuántos mililitros de agua se debe agregar a 600 mililitros de ácido de densidad 1,5 g/mL para obtener una mezcla de densidad 1,2 g/mL?

A) 750 mL B) 880 mL C) 900 mL
D) 930 mL E) 950 mL

Resolución: Al inicio se tiene:





$V_{AGUA} = ¿?$

Además: $d_{AGUA} = 1\,g/mL$

$V_{ACIDO} = 600mL$
$d_{ACIDO} = 1{,}5\,g/mL$

$V_{MEZCLA} = V_{ACIDO} + V_{AGUA}$
$d_{MEZCLA} = 1{,}2\,g/mL$

Hallando : $m_{ACIDO} = d_{ACIDO} \times V_{ACIDO} = 600\,mL \times 1{,}5\frac{g}{mL} = 900g$

Como : $d_{H_2O} = 1g/mL \Rightarrow \boxed{m_{AGUA} = V_{AGUA}}$ Numéricamente

En la mezcla : $d_{MEZCLA} = \frac{m_{ACIDO} + m_{AGUA}}{V_{ACIDO} + V_{AGUA}}$

Reemplazando : $d_{MEZCLA} = \frac{900 + V_{AGUA}}{600 + V_{AGUA}} = 1{,}2$

Resolviendo : $900 + V_{AGUA} = 1,2(600 + V_{AGUA})$

$$900 + V_{AGUA} = 720 + 1,2\,V_{AGUA}$$

$$900 - 720 = 1,2\,V_{AGUA} - V_{AGUA}$$

$$180 = 0,2\,V_{AGUA}$$

$$V_{AGUA} = \frac{180}{0,2} = 900\text{ mL}$$

$\therefore$ CLAVE: C

PROBLEMA 8 Hallar la presión hidrostática en el fondo de un lago de 25 m de profundidad.
Datos: $d_{H_2O} = 1000\text{ kg/m}^3$; $g = 10\text{ m/s}^2$

A) 200 kPa B) 220 kPa C) 250 kPa
D) 300 kPa E) 280 kPa

Resolución: La presión hidrostática se calcula:

$$\boxed{P_H = d_{AGUA} \times g \times h}$$

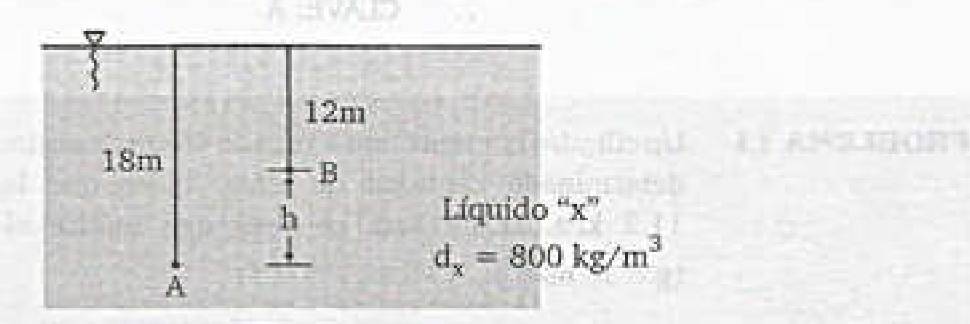
Reemplazando: $P_H = 100\frac{kg}{m^3} \times 10\frac{m}{s^2} \times 25m = 250000Pa = 250\text{ kPa}$

$\therefore$ CLAVE: C

PROBLEMA 9 Hallar la diferencia de presiones entre los puntos A y B, si la densidad del líquido es 800 kg/m^3

A) 30 kPa B) 48 kPa C) 52 kPa
D) 55 kPa E) 60 kPa

Resolución:



La diferencia de presiones entre los puntos "A" y "B" se calcula con:

$$P_A - P_B = d_x \times g \times h$$

Reemplazando : $P_A - P_B = 800\dfrac{kg}{m^3} \times 10\dfrac{m}{s^2} \times (18-12)\,m$

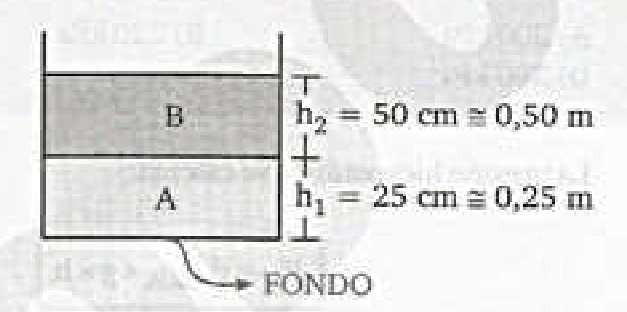
$$P_A - P_B = 48000\dfrac{kg}{m\,.\,s^2} = 48000\ Pa = 48\ kPa$$

∴ CLAVE: B

PROBLEMA 10 Hallar la presión hidrostática en el fondo del recipiente.
Datos: $d_A = 800\ kg/m^3$; $d_B = 600\ kg/m^3$

A) 5 kPa
B) 6 kPa
C) 7 kPa
D) 7,5 kPa
E) 8 kPa

Resolución:



En el fondo se cumple:

$$P_{FONDO} = \underbrace{P_{LÍQUIDO\ "A"}} + \underbrace{P_{LÍQUIDO\ "B"}}$$

Reemplazando : $P_{FONDO} = d_A \times g \times h_1 + d_B \times g \times h_2$

$$P_{FONDO} = 800\dfrac{kg}{m^3} \times 10\dfrac{m}{s^2} \times 0{,}25\ m + 600\dfrac{kg}{m^3} \times 10\dfrac{m}{s^2} \times 0{,}50\ m$$

$$P_{FONDO} = 2000\ Pa + 3000\ Pa = 5000\ Pa$$

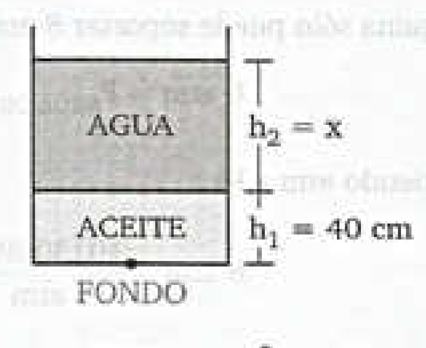
$$P_{FONDO} = 5\ kPa$$

∴ CLAVE: A

PROBLEMA 11 Un cilindro contiene una altura de 40 cm de aceite ($d = 800\ kg/m^3$), se agrega una determinada cantidad de agua, hasta que la presión en el fondo sea de 11,2 kPa. ¿Cuál será el nivel que tendrá el agua respecto al recipiente? ($g = 10\ m/s^2$)

A) 100 cm
B) 110 cm
C) 150 cm
D) 140 cm
E) 120 cm

Resolución:





Datos : $d_{AGUA} = 1000\ kg/m^3$

Se cumple : $\underbrace{P_{FONDO}} = \underbrace{P_{ACEITE}} + \underbrace{P_{AGUA}}$

$$11{,}2\ kPa = d_{ACEITE} \times g \times h_1 + d_{AGUA} \times g \times h_2$$

Reemplazando y hallando "h_2":

$$11{,}2 \times 10^3 Pa = 800\frac{kg}{m^3} \times 10\frac{m}{s^2} \times 0{,}4\ m + 1000\frac{kg}{m^3} \times 10\frac{m}{s^2} \times h_2$$

$$(11200 - 3200)\frac{kg}{m\ .\ s^2} = 10000\frac{kg}{m^2\ .\ s^2} \times h_2$$

$$\frac{8000}{10000} m = h_2 \Rightarrow h_2 = 0{,}80m$$

El nivel que tendrá el agua será $h_1 + h_2$ es decir :

$$(40 + 80)\ cm = 120\ cm$$

$\therefore$ CLAVE: E

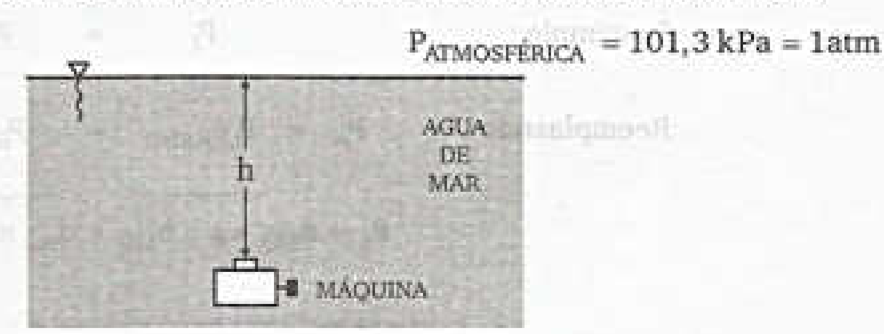
PROBLEMA 12 Una máquina que trabaja dentro del agua, puede soportar una presión de hasta 8 atm. ¿Cuál es la profundidad máxima en la que se puede sumergir en el mar?

Dato: $d_{AGUA\ DE\ MAR} = 1{,}1\ g/cm^3 = 1100\ kg/m^3$

A) 64,34 m B) 60,32 m C) 65,44 m
D) 67,55 m E) 64,46 m

Resolución: Para este problema se considera también la presión externa (atmosférica)

$P_{ATMOSFÉRICA} = 101{,}3\ kPa = 1atm$



La máquina sólo puede soportar 8 atmósferas de presión:

$$8 \text{ atm} = P_{\text{AGUA DE MAR}} + P_{\text{ARMOSFERICA}}$$

Convirtiendo atm a Pa:

$$8 \text{ atm} \times \frac{101300\text{Pa}}{1 \text{ atm}} = d_{\text{AGUA DE MAR}} \times g \times h + 101300 \text{ Pa}$$

Reemplazando : $810400\text{Pa} - 101300\text{Pa} = 1100\frac{\text{kg}}{\text{m}^3} \times 10\frac{\text{m}}{\text{s}^2} \times \text{h}$

$$709100\text{Pa} = 709100\frac{\text{kg}}{\text{m}.\text{s}^2} = 11000\frac{\text{kg}}{\text{m}^2.\text{s}^2} \times \text{h}$$

$$\text{h} = \frac{709100}{11000}\text{m} = 64{,}46\text{m}$$

La máquina solo se puede sumergir hasta una profundidad menor de 64,46 m

∴ CLAVE: E

PROBLEMA 13 Hallar la presión total en el punto "A" del gráfico. ($d_{\text{LÍQUIDO}} = 2\text{g/cm}^3$)

Datos: $d_{Hg} = 13{,}6 \text{ g/cm}^3$; $g = 10 \text{ m/s}^2$

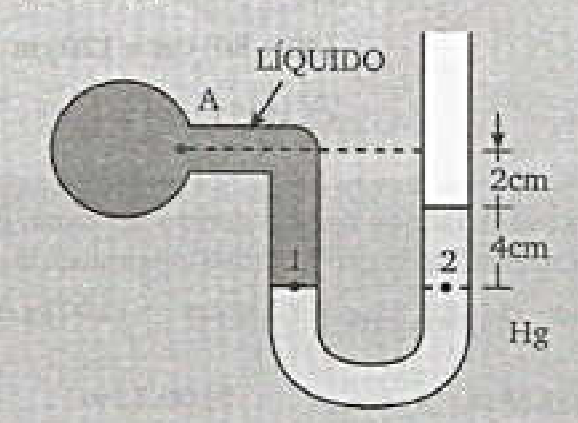




C) 100,35 kpa

D) 104,65 kPa

E) 105,54 kPa



Resolución: Para los puntos (1) y (2) ambos soportan la misma presión.

Se cumple : $P_1 = P_2$

Reemplazndo : $P_A + P_{\text{LÍQUIDO}} = P_{Hg} + P_{\text{ATMOSFÉRICA}}$

$$P_A + d_{LIQ} \times g \times h_{LIQ} = d_{Hg} \times g \times h_{Hg} + 101300\text{Pa}$$

Sustituyendo los valores en unidades del S.I.:

$$P_A + 2000\frac{kg}{m^3} \times 10\frac{m}{s^2} \times 0{,}06\,m = 13600\frac{kg}{m^3} \times 10\frac{m}{s^2} \times 0{,}04\,m + 101300$$



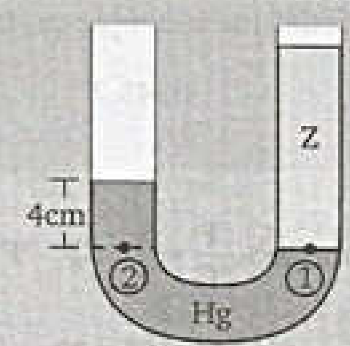
$$P_A + 1200\underbrace{\left(\frac{kg}{m.s^2}\right)}_{Pa} = 5440\underbrace{\left(\frac{kg}{m.s^2}\right)}_{Pa} + 101300\,Pa$$

$$P_A = 105540\,Pa = 105{,}54\,kPa$$

∴ CLAVE: E

PROBLEMA 14 En un tubo en U se ha puesto Hg (mercurio) en una de las ramas y en la otra un líquido Z, el cual es inmiscible con agua o Hg y los niveles de los líquidos están a 4 y 34 cm de altura sobre la superficie común. Calcular la distancia o desnivel entre las superficies de Hg cuando todo el sistema se introduce completamente en agua.

A) 1,4 cm
B) 1,8 cm
C) 1,6 cm
D) 1,9 cm
E) 1,5 cm



$d_{Hg} = 13{,}6\ g/cm^3$

Resolución: Como no se conoce la densidad de "Z" se calcula a partir de:

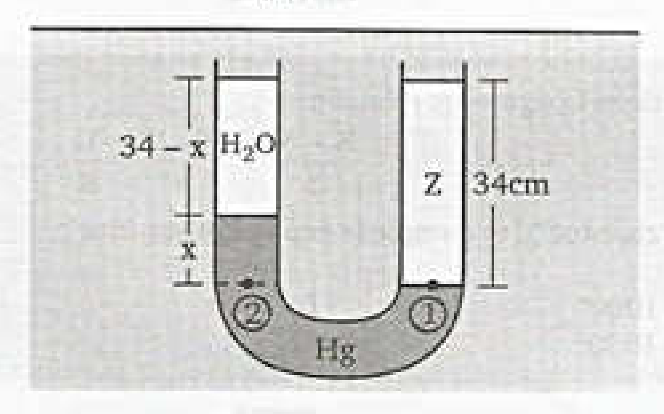
$$P_1 = P_2 \quad \text{.......... antes de sumergirse en agua}$$

$$\underbrace{P_{Hg} + \cancel{P_{atm}}} = \underbrace{P_Z + \cancel{P_{atm}}}$$

$$d_{Hg} \times \cancel{g} \times h_2 = d_z \times \cancel{g} \times h_1$$

$$13600\frac{kg}{m^3} \times 0{,}04m = d_z \times 0{,}34m$$

Su densidad es : $1600\frac{kg}{m^3} = d_z$



De la figura : $\underbrace{P_2 = P_1}$

$$P_{H_2O} + P_{Hg} = d_Z \times g \times h_1$$

$$d_{H_2O} \times g(34 - x) + d_{Hg} \times g \times (x) = d_Z \times g \times h_1$$

Reemplazando en unidades del S.I.:

$$1000\frac{kg}{m^3}(0,34 - x) + 13600 \times \frac{kg}{m^3} = 1600\frac{kg}{m^3} \times 0,34$$

$$340 - 1000x + 13600x = 544$$

$$204 = 12600x$$

$$\frac{204}{12600} = x \Rightarrow x = 0,16m \cong 1,6cm$$

$\therefore$ CLAVE: C

PROBLEMA 15 ¿A cuántos grados Celsius se cumple que la relación entre °F y °C es de 5 a 2?

A) 35,7° B) 45,7° C) 47°
D) 48,5° E) 49°

Resolución: Según dato se cumple : $\frac{°F}{°C} = \frac{5}{2} \Rightarrow °F = \frac{5°C}{2}$

Aplicando: $\frac{°C}{5} = \frac{°F - 32}{9}$

Reemplazando : $\frac{9°C}{5} = °F - 32 \Rightarrow \frac{9°C}{5} = \frac{5°C}{2} - 32$

$32 = \frac{5°C}{2} - \frac{9°C}{5} \Rightarrow 32 = \frac{25°C - 18°C}{10}$

$320 = 7°C \Rightarrow °C = \frac{320}{7} = 45,7°$

A 45,7° se cumple dicha relación

$\therefore$ CLAVE: B

PROBLEMA 16 Se tiene la siguiente relación:

$$\frac{K - °C}{3} + \frac{°R - °F}{4} = \frac{°C}{5} \quad ....(\alpha)$$

¿A cuántos °C se cumple la expresión anterior?

A) 1000° B) 1040° C) 1060°
D) 1030° E) 1120°

Resolución: Sabemos que : $K = °C + 273 \Rightarrow K - °C = 273$

$R = °F + 460 \Rightarrow R - °F = 460$

Reemplazando en (α): $\frac{273}{3} + \frac{460}{4} = \frac{°C}{5}$

$$91 + 115 = \frac{°C}{5} \Rightarrow 206 = \frac{°C}{5}$$

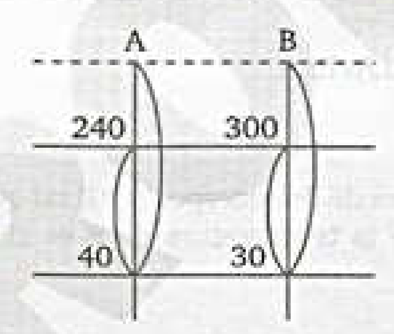
$$°C = 206 \times 5 = 1030°$$

∴ CLAVE: D

PROBLEMA 17 Se crean dos escalas A y B tal que 240°A equivale a 300°B y 40°A a 30°B. ¿A cuántos grados las escalas A y B coinciden?

A) 68,57 B) 58,50 C) 70,44
D) 65,79 E) 72,98

Resolución: Estableciendo los puntos de coincidencia según datos:



Se cumple:

$$\frac{A-40}{240-40} = \frac{B-30}{300-30}$$

$$\frac{A-40}{20\not{0}} = \frac{B-30}{27\not{0}}$$

La ecuación que los relaciona es:

$$\frac{A-40}{20} = \frac{B-30}{27}$$

Además coinciden cuando : A = B

$$\frac{A-40}{20} = \frac{A-30}{27}$$

$$27A - 40 \times 27 = 20A - 20 \times 30$$

$$27A - 1080 = 20A - 600$$

$$27A - 20A = 1080 - 600$$

$$7A = 480$$

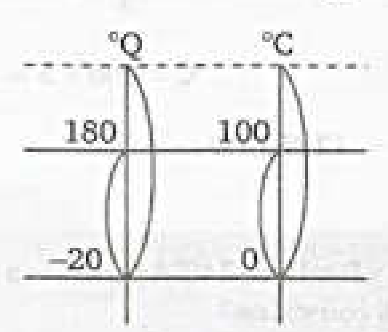
$$A = \frac{480}{7} = 68,57$$

∴ CLAVE: A

PROBLEMA 18 Se crea una nueva escala de temperatura llamado °Q en la que el agua hierve a 180°Q y se congela a –20°Q. ¿A cuántos °Q equivale 32°C?

A) 84° B) 86° C) 76°
D) 87° E) 90°

Resolución: Tomando puntos de coincidencia °Q con °C:



Según Thales se obtiene:

$$\frac{Q-(-20)}{180-(-20)}=\frac{°C-0}{100-0}$$

$$\frac{Q-20}{180+20}=\frac{°C}{100}$$

Simplificando : $\frac{Q-20}{200}=\frac{°C}{100}$ ⇨ $\boxed{Q-20=2°C}$ ....(α)

Hallando 32°C en °Q en (α):

$$Q=2°C+20=2(32)+20=84°$$

∴ CLAVE: A

PROBLEMA 19 Se mide la temperatura de dos cuerpos A y B tal que en °C la temperatura de A es el doble de B y en °F la temperatura de B es el triple de A. Indique la mayor temperatura en °F.

A) 17,5° B) 16,6° C) 20,3°
D) 18,6° E) 19,2°

Resolución: Temperaturas:

	A	B
en °C:	"2x"	"x" = T_B
en °F:	"y"	"3y" = T_B

Aplicando: $\boxed{\frac{°C}{5}=\frac{°F-32}{9}}$

Reemplazando las lecturas para el cuerpo "A":

"A" : $\frac{2x}{5}=\frac{y-32}{9}$ ⇨ $19x=5y-160$ ....(I)

"B" : $\frac{x}{5}=\frac{3y-32}{9}$ ⇨ $9x=15y-160$ ....(II)

Multiplicando ecuación (II) por 2:

$$18x = 30y - 320$$

Igualando con (I) :

$$5y - 160 = 30y - 320$$
$$320 - 160 = 30y - 5y$$
$$160 = 25y$$
$$\frac{160}{25} = y \Rightarrow y = 6{,}4$$

En °F el que presenta mayor temperatura es "B" cuya lectura es:

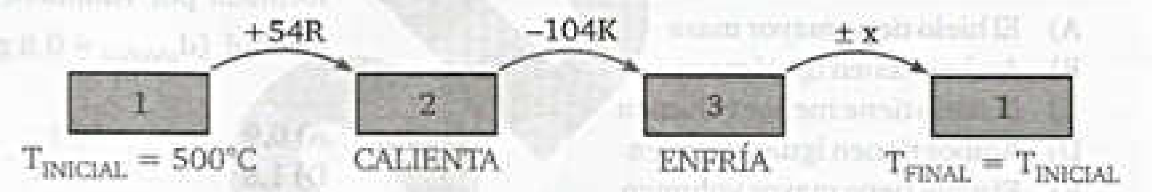
$$\text{"3y"} = 3(64) = 19{,}2°$$

∴ CLAVE: E

PROBLEMA 20 Un cuerpo se encuentra a 500°C se calienta y se incrementa la temperatura en 54R, luego se enfría en 104K. ¿Cuántos °F de temperatura se le debe aumentar o disminuir para llevarlo a la temperatura inicial?

A) 128,2 °F B) 130,5 °F C) 133,2 °F
D) 140,5 °F E) 143,2 °F

Resolución:



Transformando el incremento 54R a °C:

$$\begin{matrix} 1°C & \text{———} & 1{,}8R \\ x & \text{———} & 54R \end{matrix} \Rightarrow x = \frac{54R}{1{,}8R} \times 1°C = 30°C$$

Como "K" y "°C" varia por igual sumamos:

$$T_{INICIAL} = 500°C + 30°C - 104°C = 426°C$$

Para retornar a la temperatura inicial se debe calentar el cuerpo en:

$$500 - 426 = 74°C$$

Convirtiendo el incremento de 74°C a °F:

$$\begin{matrix} 1°C & \text{———} & 1{,}8°F \\ 74°C & \text{———} & x \end{matrix} \Rightarrow x = \frac{74°C}{1°C} \times 1{,}8°F = 133{,}2°F$$

∴ CLAVE: C

PROBLEMAS PROPUESTOS

1. Un cubo de 10 cm de lado pesa 2320 gramos. Hallar la densidad del cubo en (g/cm^3).

A) 2 B) 2,32 C) 15
D) 3 E) 5

2. ¿Qué masa presenta 5 ml de alcohol $d_{alcohol} = 0,8\ g/cm^3$?

A) 50 g B) 40 g C) 4 g
D) 7,2 g E) 8 g

3. Se tiene 30 g de hielo y 30 ml de agua. Entonces:

A) El hielo tiene mayor masa
B) Ambos tienen igual masa
C) El hielo tiene menor volumen
D) Ambos tienen igual volumen
E) El agua tiene mayor volumen

4. Señale la sustancia más ligera.

A) Barra de plata
B) Agua líquida
C) Oxígeno gaseoso
D) Trozo de plomo
E) Todos igual

5. Un recipiente vacío pesa 100 g; lleno hasta la mitad con agua pesa 200 g. Hallar la capacidad del recipiente.

A) 100 ml B) 200 ml C) 50 ml
D) 150 ml E) 180 ml

6. Hallar la densidad de una mezcla formada por 180 cm^3 de agua con 80 cm^3 de alcohol ($d_{alcohol} = 0,8\ g/cm^3$).

A) 0,94 B) 0,74 C) 0,84
D) 0,81 E) 0,18

7. Un recipiente vacío pesa 80 g lleno hasta la cuarta parte de agua pesa 180 g. Hallar la capacidad del recipiente.

A) 100 cm^3 B) 200 cm^3 C) 400 cm^3
D) 75 cm^3 E) 300 cm^3

8. Un recipiente vacío pesa 50 g lleno de agua pesa 130 g. Hallar la capacidad del recipiente.

A) 100 cm^3 B) 80 cm^3 C) 70 cm^3
D) 90 cm^3 E) 60 cm^3

9. Determinar la densidad de una mezcla formada por volúmenes iguales de agua y alcohol. ($d_{alcohol} = 0,8\ g/cm^3$).

A) 0,9 B) 1 C) 1,2
D) 1,8 E) 1,6

10. Un recipiente vacío pesa 180 g cuando se le llena de agua pesa 220 g y si se llena de un líquido hasta la mitad pesa 240 g. Determinar la densidad de líquido en (g/cm^3).

A) 1,5 B) 3 C) 2
D) 2,5 E) 4,2

11. Un litro de un líquido pesa 400 g más que 1 000 g de agua. Hallar la densidad del líquido.

A) 1,4 B) 1,2 C) 1,3
D) 1,5 E) 0,8

12. Se han mezclado dos líquidos de densidades 0,8 y 2,5 respectivamente, en la relación de 5 a 4 de volumen. ¿Cuál es la densidad de la mezcla?

A) 1,6 B) 1,8 C) 1,9
D) 2,1 E) 2,3

13. Se tienen volúmenes iguales de agua y alcohol ($\rho = 0,8$ g/cc). Si la masa de agua es 15 g más que la del alcohol. Qué volumen posee la mezcla.

A) 100 mL B) 150 mL C) 75 mL
D) 140 mL E) 120 mL

14. En una mezcla homogénea se sabe que el porcentaje en peso de agua en la mezcla es de 40% y ocupa 36% del volumen. ¿Cuál es la densidad de la mezcla?

A) 1,0 g/mL B) 1,2 g/mL
C) 0,9 g/mL
D) 1,25 g/mL E) 1,5 g/mL

15. Al dilatarse un cuerpo su densidad disminuyó en 20%. Determine en que porcentaje aumento su volumen.

A) 20% B) 25% C) 15%
D) 30% E) 35%

16. Se prepara una mezcla a partir del agua y un líquido desconocido donde el volumen de dicho líquido representa el 30% del volumen de la mezcla y la masa de agua representa el 60% de la masa total. Hallar la densidad de la mezcla.

A) 1,40 g/mL B) 1,16 g/mL
C) 0,86 g/mL
D) 0,75 g/mL E) 1,25 g/mL

17. Un tubo de 30 cm de altura se llena con mercurio (Hg) alcanzando una altura de 20 cm y se completa con agua. Calcular la presión que soporta el fondo debido a los dos líquidos.

A) 200 kPa B) 104,1 kPa
C) 90,3 kPa
D) 127,2 kPa E) 50 kPa

18. Una solución de ácido nítrico tiene una densidad de 1,84 g/cm^3 y contiene 98% en masa de ácido. ¿Qué volumen de solución ocuparán 360 g de ácido?

A) 100 ml B) 200 ml C) 300 ml
D) 250 ml E) 350 ml

19. ¿Qué volumen de agua hay que añadir a 200 ml de una mezcla formada por agua y sal, que tiene densidad 1,3 g/ml al 30% en masa de sal, para obtener una mezcla al 10%?

A) 502 ml B) 512 ml C) 518 ml
D) 520 ml E) 525 ml

20. ¿Cuál es la presión atmosférica a una altura de 7 km sobre el nivel del mar?
($d_{aire} = 1,3$ g/L)

A) 0,36 atm B) 0,102 atm
C) 0,88 atm
D) 0,24 atm E) 0,65 atm

21. Un buzo se encuentra sumergido en un lago de densidad 1 g/cm^3 y mide 1,75 m de altura. Calcular la diferencia de presión que soporta los pies y la cabeza.

A) 34,30 KPa B) 27,44 KPa
C) 17,15 KPa
D) 11,43 KPa E) 13,72 KPa

22. Respecto a la presión señale la alternativa incorrecta:

A) Es constante para un mismo nivel de referencia.
B) Tiene influencia sobre la temperatura de ebullición de las sustancias.
C) La presión atmosférica disminuye al aumentar la temperatura.
D) La presión normal es 1 atm.
E) Al nivel del mar la presión es 700 mmHg.

23. En el experimento de Torricelli, determinar la presión absoluta de un gas (en atm), si se crea un vacío de 160 mmHg.

A) 0,79 atm B) 0,82 atm
C) 0,97 atm
D) 0,28 atm E) 0,92 atm

24. A un cilindro se introducen: agua, mercurio y aceite hasta el ras, si colocamos un trozo de madera. ¿Qué líquido se derrama?

A) Agua
B) Mercurio
C) Aceite
D) Agua y Aceite
E) Ninguno

25. Un buzo se encuentra a 50 m de profundidad, si un barco que se encuentra sobre él suelta un torpedo que soporta una presión máxima de 5,2 atm. Determine a qué distancia del buzo hace explosión el torpedo.

A) 10 m B) 7,5 m C) 4 m
D) 6 m E) 5 m

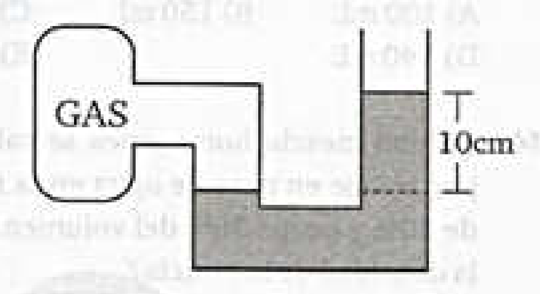
26. Determinar la diferencia de presiones que existe entre la cabina de un avión que se encuentra a 5000 m y un bote que está en un lago a 3000 m sobre el nivel del mar ($d_{aire} = 1,3$ g/L)

A) 17,5 kPa B) 35,5 kPa C) 26 kPa
D) 51,5 kPa E) 12,7 kPa

27. En una probeta de 100 cc de capacidad y de grosor 2 cm^2 se introducen 60 cc de Hg (d = 13,6) y 20 cc de agua llenándose finalmente con aceite (d = 0,8). ¿Qué presión soportará un punto situado a 5 cm de profundidad? en (g/cm^2)

A) 1037 B) 1045 C) 1864
D) 1545 E) 1445

28. Del siguiente esquema, determine la presión absoluta del gas, si se utiliza como líquido manométrico una mezcla de volúmenes iguales de agua y alcohol ($d_{alcohol} = 0,8$ g/mL)

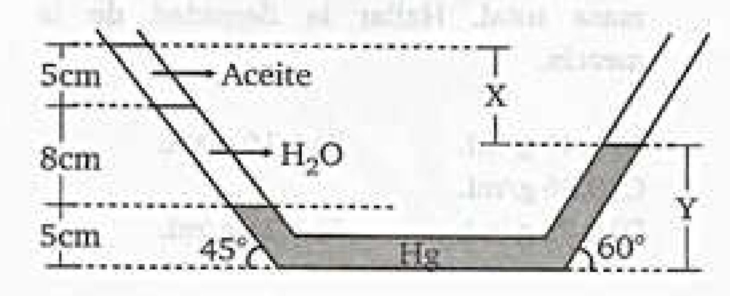


A) 1033 g/cm^2 B) 1169 g/cm^2
C) 1041 g/cm^2
D) 1042 g/cm^2 E) 1240 g/cm^2

29. Hallar la profundidad de un lago de agua dulce cuya superficie se encuentra a nivel del mar, si desde el punto más profundo emerge una burbuja de aire y a la mitad de su recorrido hacia la superficie soporta una presión de 6 atm.

A) 50 m B) 80 m C) 103,3 m
D) 120 m E) 200 m

30. De la figura mostrada hallar "X" si:
$d_{aceite} = 0,8\ g/cm^3$; $d_{Hg} = 13,6\ g/cm^3$



A) 10 cm B) 6 cm C) 5 cm
D) 12 cm E) 7 cm

31. ¿Qué presión total soportan un pez que se encuentra a 20 m de profundidad en el mar? ($d_{agua\ de\ mar} = 1,033\ g/cm^3$)

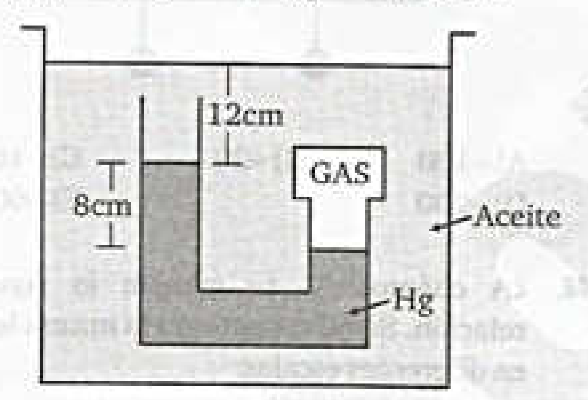
A) 1 ATM B) 2 ATM C) 3 ATM
D) 4 ATM E) 5 ATM

32. En la medición de la presión de un lugar mediante el experimento de Torricelli, se utilizó en el barómetro un líquido desconocido cuya densidad relativa respecto del mercurio es de 0,95. Determine la altura que alcanza dicho líquido si la presión del lugar es de $969\ g/cm^2$.

A) 60 cm B) 45 cm C) 70 cm
D) 75 cm E) 79 cm

33. ¿Cuál es la presión en g/cm^2 ejercido por el gas dentro del tubo en forma de "U" si la presión barométrica es 0,8 atm.

$d_{aceite} = 0,8\ g/cm^3$; $d_{Hg} = 13,6\ g/cm^3$



A) 826,4 B) 1033 C) 918,4
D) 1151,4 E) 944,8

34. Señale la menor temperatura.

A) 20 °C B) 294 K B) 530 R
D) 75 °F E) 280 K

35. Indicar "V" o "F" según corresponda:

I. Las escalas absolutas registran en algunos casos valores negativos de temperatura.
II. Celsius y Fahrenheit son escalas relativas.
III. El calor es energía que fluye de un cuerpo de alta temperatura hacia otro de baja temperatura.

A) FVF B) FVV C) VVV
D) FFF E) FFV

36. ¿A qué temperatura en °C se cumple la siguiente relación:

$$\frac{R-F}{2} + \frac{K-C}{3} = C + 273$$

A) 43 B) 48 C) 52
D) 61 E) N.A.

37. Hallar el valor del cero absoluto en grados "L" sabiendo que 100 °F equivalen a 800 °L y que 20 °F equivalen a –10 °L.

A) –127 °L B) –4870 °L C) –5470°L
D) –342 °L E) –6272 °L

38. Un termómetro mal calibrado registra 180 °F para la temperatura de ebullición del agua y 40 °F para el congelamiento del agua. ¿Cuál será la temperatura verdadera cuando este marque 100 °F?

A) 85 °F B) 147,5 °F C) 76 °F
D) 109,14 °F E) 125 °F

39. La temperatura de un cuerpo es 20 °C si la temperatura disminuye en 8 °F. Calcular la temperatura final del cuerpo en °F.

A) 12 B) 68 C) 63,8
D) 60 E) 6,67

40. Se crean dos escalas A y B cuando se lee una lectura de 20 °A, esta coincide a 25 °B. ¿En cuántos grados A deberá aumentar la temperatura de un cuerpo que inicialmente se encontraba a 34 °B para llegar 126 °A?
Dato: $\Delta 2\ °A = \Delta 3\ °B$

A) 104 B) 100 C) 98,8
D) 59 E) 60

41. Una pieza es sometida a tratamiento térmico, estando inicialmente a –10 °C; sufre un calentamiento en 90 °R para finalmente enfriaría a 20 °K. ¿Cuál es la temperatura final en Kelvin?

A) 30 K B) 20 K C) 303 K
D) 293 K E) 353 K

42. Se crea una escala absoluta llamada "Dino" donde el punto de ebullición del agua es 546 °Dino. Determine la lectura en grados "Dino" para 720 grados centígrados.

A) 2443 B) 2116 C) 1986
D) 1454 E) 999

43. Si "C"; "F" y "R" representa la misma temperatura en las escalas termométricas respectivas. ¿A qué temperatura en grados centígrados se cumple que:

$$\frac{C}{K-73}=\frac{F}{R}$$

A) 89,6 B) 337 C) 64
D) 549,6 E) 109,1

44. ¿A cuántos grados Kelvin se cumple que la lectura en Celsius con la lectura en Fahrenheit se encuentra en relación de 3 a 5?

A) –80 B) 193 C) 33
D) 240 E) 265

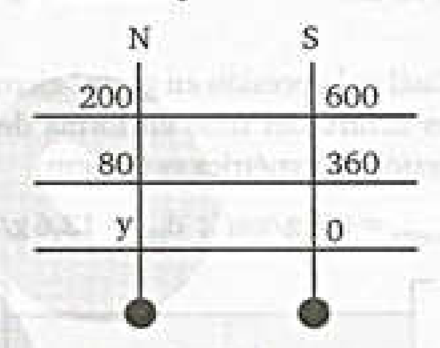
45. Se tiene una escala termométrica absoluta "S" donde 50 °S equivale a –23 °C, un cuerpo inicialmente se encuentra a 68 °F, si se le aumenta en 100 °S. Calcular la temperatura final del cuerpo en "R".

A) 1352 B) 1000 C) 1428
D) 492 E) 564

46. Un termómetro malogrado registra 200 °F para el agua hirviendo y 2 °F para la temperatura de fusión del hielo. Cuando este termómetro registra 100 °F. ¿Cuál será la temperatura verdadera?

A) 102 °F B) 125,2 °F C) 198 °F
D) 121,09 °F E) 111,2 °F

47. Hallar el valor de "y".



A) –100 B) –20 C) –180
D) –200 E) –60

48. ¿A cuántos °C se cumple la siguiente relación. Si todas expresan la misma lectura en diferentes escalas:

$$\frac{R-°F}{23}+\frac{K-°C}{2}=\frac{°C}{2}$$

A) 111 B) 55,5 C) 222
D) 313 E) 32,9

49. Calentar un cuerpo en 5 °A es igual que calentarlo en 3 °B. Si el agua se congela a 10 °A ó –20 °B. ¿A que temperatura coinciden ambas escalas?

A) –5 B) 65 C) –65
D) 15 E) –40

50. Dos trozos de metal se encuentran a 225K y 423 Rankine respectivamente. Señalar la temperatura del trozo más caliente en grados Celsius.

A) –38,3 B) –18 C) –20
D) –60 E) –10

team CALAPENSHKO



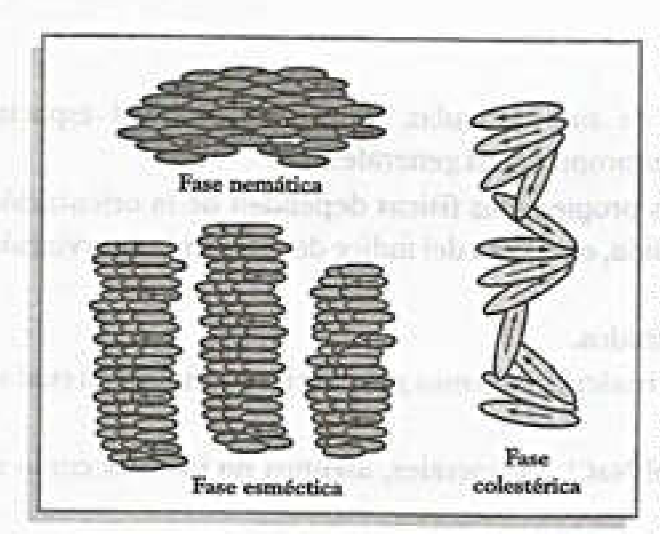
Estados Condensados

OBJETIVOS

- Conocer las características y propiedades de los estados condensados.
- Definir de forma correcta lo que es un sólido y un líquido.
- Diferenciar un sólido amorfo de un sólido cristalino así como también sus características y propiedades.
- Conocer las características, propiedades y aplicaciones de los líquidos.

CRISTALES LÍQUIDOS, es una sustancia que se comporta al mismo tiempo como un líquido y como un sólido. Las moléculas de un cristal líquido pueden desplazarse unas respecto a otras con bastante facilidad, de forma semejante a las de un líquido. Sin embargo, todas las moléculas de un cristal líquido tienden a estar orientadas del mismo modo, algo similar a la estructura molecular de un cristas sólido. Los cristales líquidos sólo mantienen su doble naturaleza sólida y líquida en un determinado rango de temperaturas y presiones.

A temperaturas lo bastante altas o presiones lo bastante bajas, el orden de la orientación da paso a las rotaciones moleculares aleatorias, con lo que el cristal líquido se convierte en un líquido normal. Cuando la temperatura es lo bastante baja o la presión es lo bastante alta, las moléculas de un cristal líquido ya no pueden desplazarse entre sí con facilidad, y el cristal líquido pasa a ser un sólido normal.



Entre las muchas clases de cristal líquido están las fases nemática y colestérica y las distintas fases esmécticas, caracterizadas por una determinada colocación de las moléculas. Muchas veces es posible manipular las propiedades ópticas de un cristal líquido sometiéndolo a un campo magnético o eléctrico que cambia la orientación de sus moléculas. Por ejemplo, cuando se les aplica un campo eléctrico pequeño, algunos cristales líquidos pasan de ser claros a ser opacos, o adquieren la capacidad de girar la luz polarizada. Este tipo de cristales líquidos se emplean en las pantallas de relojes digitales, calculadoras, televisiones en miniatura, ordenadores o computadoras portátiles y otros dispositivos. Las pantallas de cristal líquido son más nítidas, y frecuentemente consumen menos energía que otros sistemas como los diodos de emisión de luz.

Algunos cristales líquidos reflejan las distintas longitudes de onda de la luz según la orientación de sus moléculas. Ésta, a su vez, depende de la temperatura. Estos cristales líquidos se emplean en algunos termómetros que muestran diferentes colores según la temperatura de la sustancia que está en contacto con el cristal líquido.

INTRODUCCIÓN

Se denomina estados condensados a aquellos estados de agregación de la materia, donde la intensidad de las fuerzas de atracción entre sus partículas es entre moderado y alto, razón por la cual dichas partículas se encuentran muy próximas unas de otras. Básicamente nos referimos a los sólidos y líquidos como estados condensados cuyas características y propiedades son fundamentales para comprender más adelante el estado gaseoso.

ESTADO SÓLIDO

CONCEPTO

Es aquel estado físico de agregación de la materia correspondiente a los sólidos, que son cuerpos formados por partículas donde predominan la energía potencial sobre la energía cinética, razón por la cual dichas partículas carecen de movimiento de traslación, pues solo pueden vibrar en posiciones fijas. A los sólidos se les considera cuerpos rígidos por carecer de movilidad, además su forma y volumen es definido, son incompresibles. Distancias relativas entre partículas en los sólidos, líquidos y gases:

SÓLIDOS	LÍQUIDOS	GASES
1	1,5	10

TIPOS DE SÓLIDOS

Dependiendo de la regularidad en el ordenamiento de las partículas constituyentes de los sólidos, estos se clasifican en:

SÓLIDOS CRISTALINOS

Se caracterizan por el ordenamiento regular de sus partículas, dentro de una red espacial tridimensional llamado red cristalina, debido a esto sus propiedades generales son:

- Son anisotropicos, esto significa que ciertas propiedades físicas dependen de la orientación espacial del cristal o del instrumento de medida, es el caso del índice de refracción (desviación de la luz), resistencia al corte, dureza, etc.
- Sus puntos o temperaturas de fusión son definidos.
- Se presentan en la naturaleza en forma de cristales con formas geométricas definidas al cual se le denomina "hábito del cristal".

Son ejemplos de estos sólidos: las sales como el NaCl, los metales, algunos no metales como el grafito y el diamante, el hielo, etc.

SÓLIDOS AMORFOS

Se caracterizan por el ordenamiento irregular de sus partículas, por lo que se parecen mas a un líquido que a un sólido es este aspecto, es el caso del vidrio al cual comúnmente se le denomina "líquido sobre enfriado".

- Son isotrópicos, porque sus propiedades mecánicas y eléctricas tales como resistencia, índice de refracción y conductividad eléctrica son las mismas independientemente medidas.

- Sus puntos o temperaturas de fusión son variables, se ablandan conforme se calientan y comienzan a fluir.
- Los sólidos amorfos no tienen forma geométrica definida.

Son ejemplos de estos sólidos: el vidrio, los plásticos, la brea, madera, caucho, etc.

Figura 1: El elemento carbono presenta 3 formas alotrópicas cristalinas, nótese la disposición regular de los átomos de carbono (esferas negras).

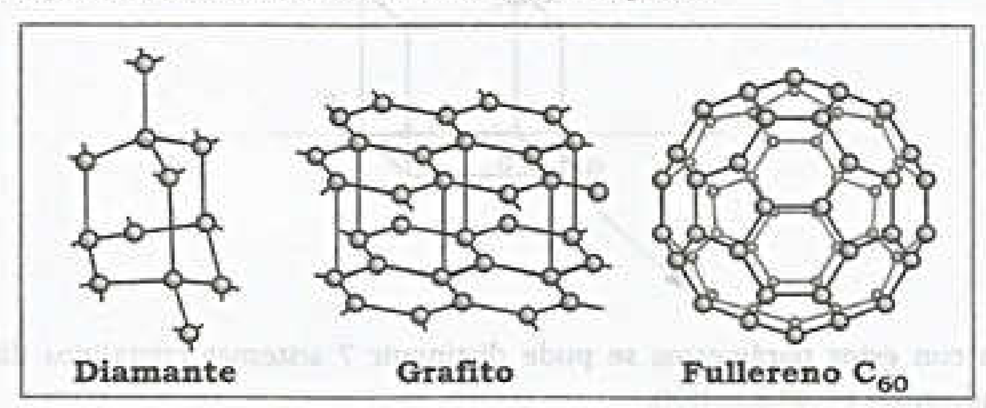


Figura 2: Representación en dos dimensiones del cuarzo SiO_2 cristalino (a) y el cuarzo amorfo (b), este último se conoce como vidrio.

(a) (b)

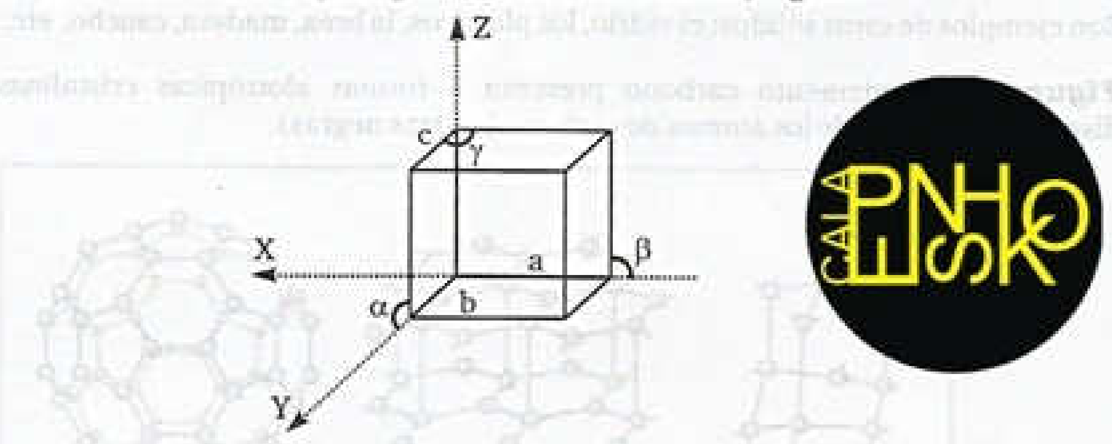
→ O
→ Si

Unidad bidimensional Unidad tridimensional real

SISTEMAS CRISTALINOS

Como indicamos anteriormente los sólidos cristalinos se caracterizan por la distribución regular de sus partículas a lo cual se denomina retículo espacial o red cristalina, esto genera modelos geométricos regulares, cuya unida básica de construcción es la celda unitaria al cual podemos compararlo como el ladrillo con el que se construye una pared.

Toda celda unitaria se caracteriza por contener un número entero de partículas (átomos, moléculas o iones), además la diferencia entre dichas celdas se determina a partir de las longitudes de 3 de sus aristas y los ángulos que forman con los ejes espaciales tridimensionales, según:

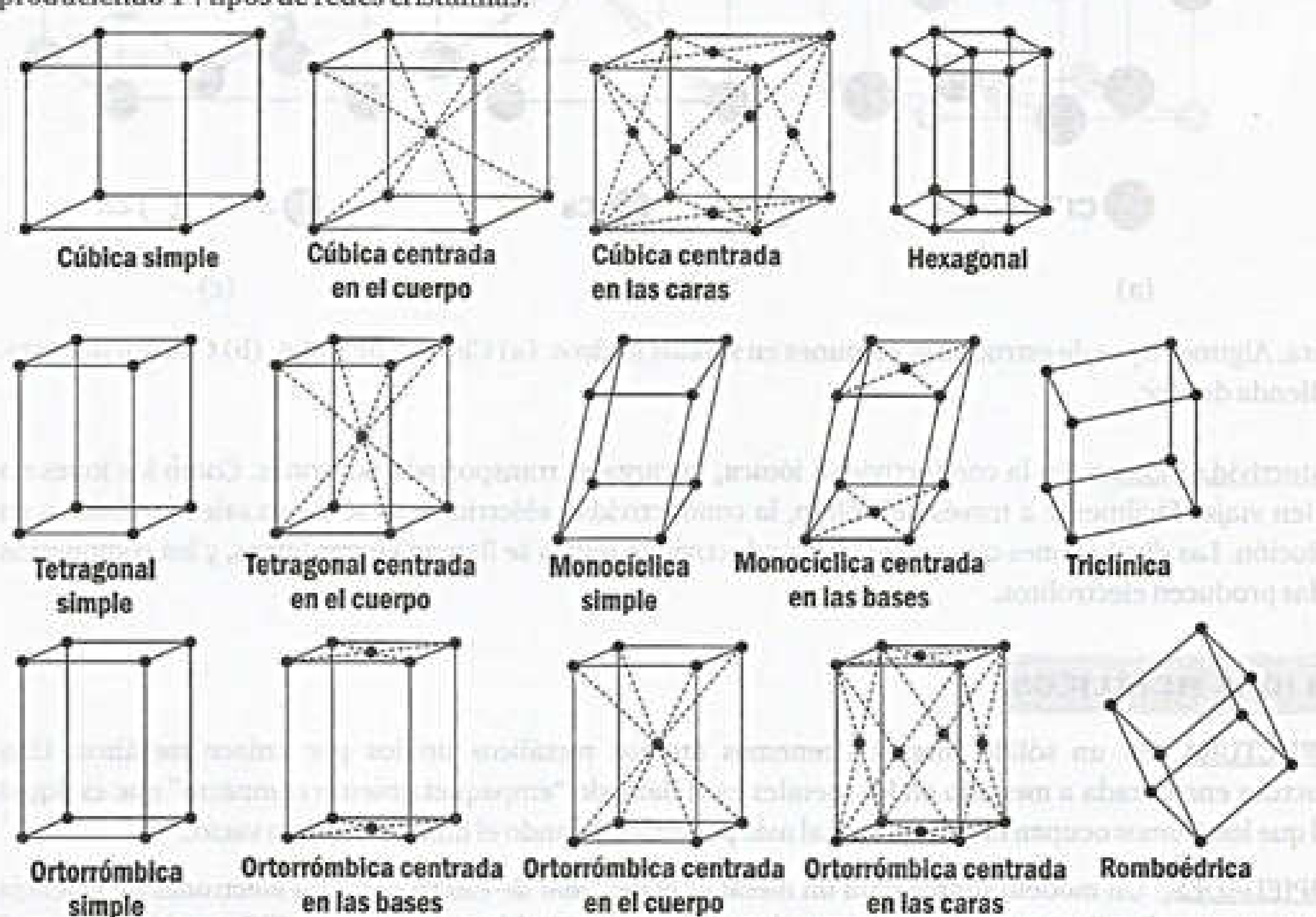


De acuerdo con estos parámetros se pude distinguir 7 sistemas cristalinos diferentes, cuyas características indicamos a continuación.

SISTEMA	DETALLES	EJEMPLOS	CELDA UNITARIA
Cúbico	$a = b = c$ $\alpha = \beta = \gamma = 90^{o}$	Diamante, NaCl	
Tetragonal	$a = b \neq c$ $\alpha = \beta = \gamma = 90^{o}$	Sn, SnO_2	
Ortorrómbico	$a \neq b \neq c$ $\alpha = \beta = \gamma = 90^{o}$	$BaSO_4$, S_8	
Monoclínico	$a \neq b \neq c$ $\alpha = \gamma = 90^{o}$; $\beta \neq 90^{o}$	$CaSO_4 . 2H_2O$, As_2S_3	
Romboédrico	$a = b = c$ $\alpha = \beta = \gamma \neq 90^{o}$	Bi, $CaSO_3$	
Hexagonal	$a = b \neq c$ $\gamma = 120^{o}$; $\beta = \alpha = 90^{o}$	Grafito, Hielo	
Triclínico	$a \neq b \neq c$ $\alpha \neq \beta \neq \gamma \neq 90^{o}$	CuO, H_3BO_3	

ISOMORFISMO Y POLIMORFISMO

Dos sustancias que cristalizan en el mismo tipo de red cristalina se dice que son isomorfas. Una sustancia presenta polimorfismo cuando puede cristalizar en más de un tipo de ordenamiento.
Puntos equivalentes a los vértices también pueden aparecer en otras posiciones de las celdillas unidad, produciendo 14 tipos de redes cristalinas.



NOTA:
Cúbica centrada en las caras (fcc) es equivalente a cúbica compacta (ccp)

SÓLIDOS IÓNICOS

Los sólidos iónicos están formados por disposiciones infinitas de iones positivos y negativos, que se mantienen unidos por fuerzas electrostáticas (enlace iónico). Cada ión tiende a rodearse del máximo número de iones del signo contrario (máxima compactación), dando estructuras en las que el número de cationes y aniones debe ser el adecuado para mantener la neutralidad eléctrica. El número de coordinación de un ión en un sólido iónico es el número de iones de carga opuesta que tiene más próximos.

Tipo de estructura	Número de coordinación
Blenda de zinc (ZnS)	4: 4
Cloruro de sodio (NaCl)	6: 6
Cloruro de Cesio (CsCl)	8: 8

A todo el público en general:

El Proyecto Modo Scan+100 2.0, nace de una idea del
Team Calapenshko,
el cual es difundir todo aquel texto inédito que no esté
circulando en la red.

Nuestro Grupo Calapenshko hace el mejor esfuerzo para digitalizar este libro, y así usted estimado lector pueda obtener la mejor experiencia que toda persona desea al abrir un libro.

Este proyecto llega gracias a las **donaciones que se pudo obtener de 100 personas** comprometidas con el proyecto **MODO SCAN+100 2.0**.

Este libro no debe ser prostituito monetariamente, este libro no debe ser coleccionado, este libro debe ser destruido analíticamente, así que te invito a leerlo.

No pagues por este libro de **circulación gratuita**,
búscalo en la red.

Atentamente, el GRUPO CALAPENSHKO

02 de setiembre del 2020



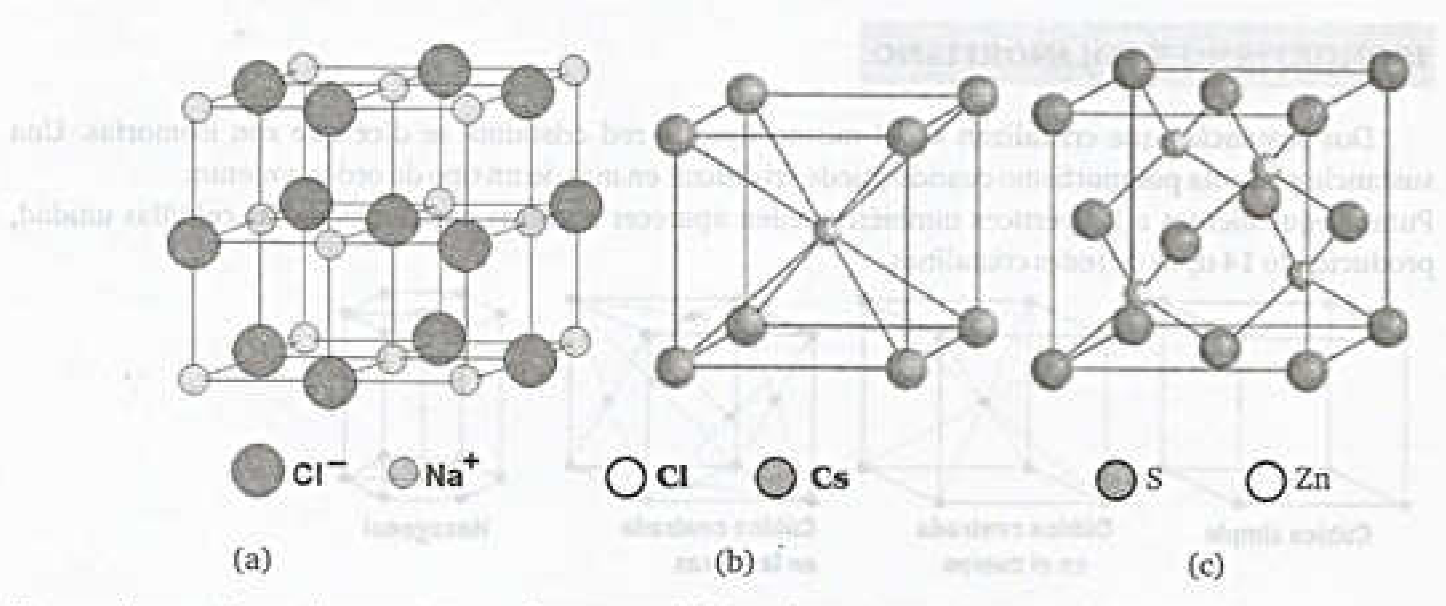


Figura. Algunos tipos de estructuras comunes en sólidos iónicos. (a) Cloruro de sodio. (b) Cloruro de cesio. (c) Blenda de zinc.

Conductividad iónica. En la conductividad iónica, la carga es transportada por iones. Como los iones no pueden viajar fácilmente a través del sólido, la conductividad eléctrica sólo se dá en sales fundidas o en disolución. Las disoluciones que presentan conductividad iónica se llaman electrolíticas, y los compuestos que las producen electrolitos.

SÓLIDOS METÁLICOS

ESTRUCTURA. En un sólido metálico tenemos átomos metálicos unidos por enlace metálico. Una estructura encontrada a menudo en los metales es el llamado "empaquetamiento compacto" que es áquel en el que los átomos ocupan el volumen total más pequeño, dejando el mínimo espacio vacío.

PROPIEDADES. Un modelo simple para un metal es el del "mar de electrones": los electrones de valencia forman un mar de cargas negativas que mantiene firmemente unidos a los átomos. El "mar de electrones" puede desplazarse por lo que los metales son conductores. Además, los metales son maleables (se pueden trabajar bien en hojas) y dúctiles (se pueden convertir en alambres delgados).



Figura. (a) El desplazamiento del cristal metálico según un plano no produce grandes fuerzas de repulsión. (b) El desplazamiento de un cristal iónico según un plano produce intensas fuerzas de repulsión y distorsión del cristal.

Conductividad eléctrica y teoría de bandas. La conductividad eléctrica en sólidos es casi siempre debida al movimiento de electrones. Respecto a la conducción de electrones, una sustancia puede ser aislante, conductor metálico, semiconductor y superconductor. La conductividad eléctrica en los metales se explica adecuadamente en términos de orbitales moleculares. En un sólido los orbitales moleculares forman bandas. Una banda semillena posibilita la conducción, Los electrones pueden saltar fácilmente a un orbital vacío y moverse libremente por el sólido.

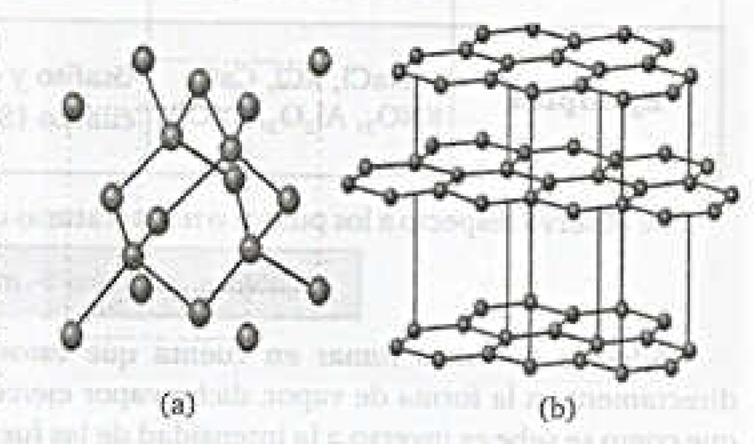
SÓLIDOS COVALENTES Y SÓLIDOS MOLECULARES

Sólidos covalentes. Son sólidos formados por redes de átomos unidos por enlace covalente. Estas redes pueden ser tridimensionales, bidimensionales (láminas) o monodimensionales (cadenas), aunque solo las primeras componen sólidos puramente covalentes. Los sólidos covalentes tridimensionales tienen elevados puntos de fusión y ebullición por las fuerzas extremadamente fuertes que los unen. En los bi y monodimensionales, las láminas o cadenas se atraen por fuerzas débiles de Van der Walls.

El carbono cristalino.

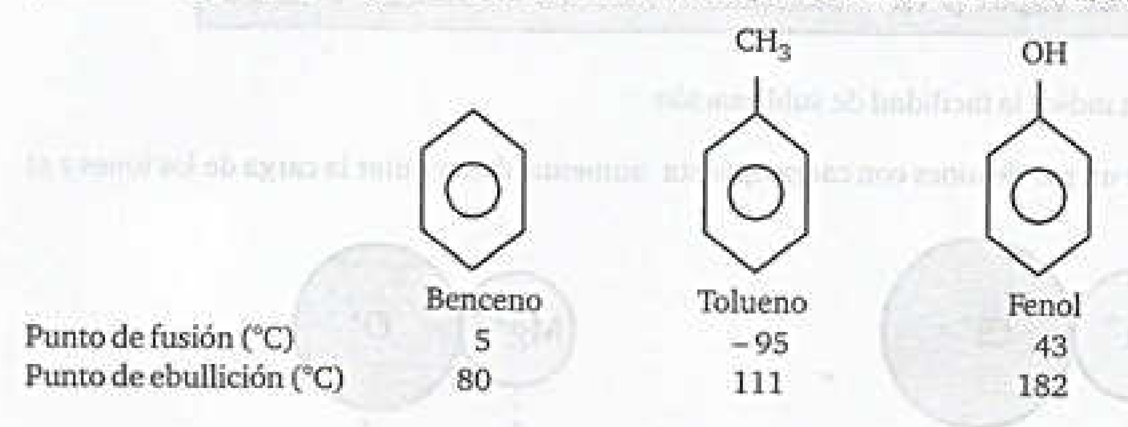
(a) Estructura del diamante: En el diamante el número de coordinación del carbono es 4. Cada átomo está rodeado tetraédricamente por cuatro átomos equidistantes. La longitud de los enlaces C – C es 1,54 Å.

(b) Estructura del grafito: Es la estructura más estable del carbono. Dentro de cada capa los enlaces C – C son fuertes y la longitud de enlace es 1,42 Å. Los enlaces entre los carbonos de capas distintas son débiles y la distancia es de 3,40 Å.



(a) (b)

Sólidos moleculares. Son sólidos formados por moléculas covalentes discretas (ejemplos: H_2O, I_2, etc.) o por átomos (ejemplo, los gases nobles en estado sólido) unidos mediante fuerzas de Van der Walls.



	Benceno	Tolueno	Fenol
Punto de fusión (°C)	5	– 95	43
Punto de ebullición (°C)	80	111	182

COMPARACIÓN ENTRE LAS PROPIEDADES DE LOS DISTINTOS TIPOS DE SÓLIDOS

SÓLIDOS	IÓNICO	COVALENTE	MOLECULAR	METÁLICO
Partículas contenidas	Cationes y aniones	Átomos neutros	Moléculas	Cationes y electrones deslocalizados
Fuerza de atracción	Enlace iónico	Enlace covalente	Fuerzas de Van Der Walls	Enlace metálico
Temperaturas de fusión	Alto (mayores a 400°C)	Muy alto (mayores a 1000°C)	Bajo	Entre moderado y alto

SÓLIDOS	IÓNICO	COVALENTE	MOLECULAR	METÁLICO
Otras caracteristicas	Poseen alta dureza pero son frágiles, conducen la electricidad solo en estado fundido o disueltos en agua	Poseen elevada dureza, no son frágiles, malos conductores eléctricos, excepto el grafito	Poseen baja dureza, son frágiles, malos conductores eléctricos	Poseen dureza variable, no son frágiles, buenos conductores eléctricos
Ejemplos	NaCl, KCl, CaO, KNO_3, Al_2O_3, $CaCO_3$	Grafito y diamante, cuarzo (SiO_2), SiC	Glucosa, hielo, CO_2 sólido, S_8, O_2, C_6H_6	Todos los metales (excepto el Hg)

Se observa respecto a los puntos o temperaturas de fusión, el orden:

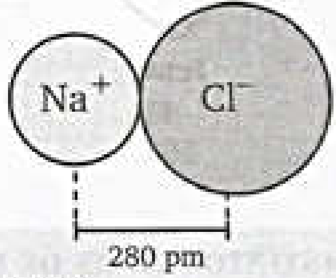
covalente > iónico > metálico > molecular

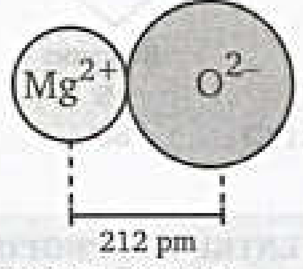
Además debemos tomar en cuenta que estos sólidos, tienden a sublimarse, es decir pasan directamente a la forma de vapor, dicho vapor ejerce una presión denominado presión de vapor (Pv) que como se sabe es inverso a la intensidad de las fuerzas de atracción entre sus partículas (es mayor si las partículas se atraen débilmente):

Presión de vapor (Pv): molecular > metálico > covalente > iónico

Este orden también indica la facilidad de sublimación.

La fuerza atractiva entre un par de iones con carga opuesta aumenta al aumentar la carga de los iones y al disminuir su tamaño.





Suma de radios = 280 pm — Suma de radios = 212 pm

Radios: $Na^+ = 99$ pm ; $Cl^- = 181$ pm — $Mg^{2+} = 72$ pm ; $O^{2-} = 140$ pm

La energía necesaria para romper un cristal iónico cuando se disuelve es el resultado de los iones en el cristal con las moléculas del disolvente.
¿Cuál de los siguientes compuestos tiene el punto de fusión más alto, KI o CaO?

Radios iónicos: $Ca^{2+} = 99$ pm $O^{2-} = 140$ pm $K^+ = 133$ pm $I^- = 216$ pm
Los puntos de fusión observados son:
KI = 677 °C CaO = 2590 °C

Hay dos factores que contribuyen a las fuerzas interiónicas.

- La carga
- El radio de cada ión.

ESTADO LÍQUIDO

CONCEPTO

Es el estado físico de agregación correspondiente a los líquidos que son sustancias entre cuyas partículas las fuerzas de atracción y repulsión se encuentran casi en equilibrio, esta es la razón por la que dichas partículas pueden desplazarse de un lugar a otro de forma limitada, se les considera fluidos esto hace que su forma sea variable lográndose adaptar al recipiente que lo contiene, además son prácticamente incomprensibles por lo que su volumen es definido.

PROPIEDADES DE LOS LÍQUIDOS

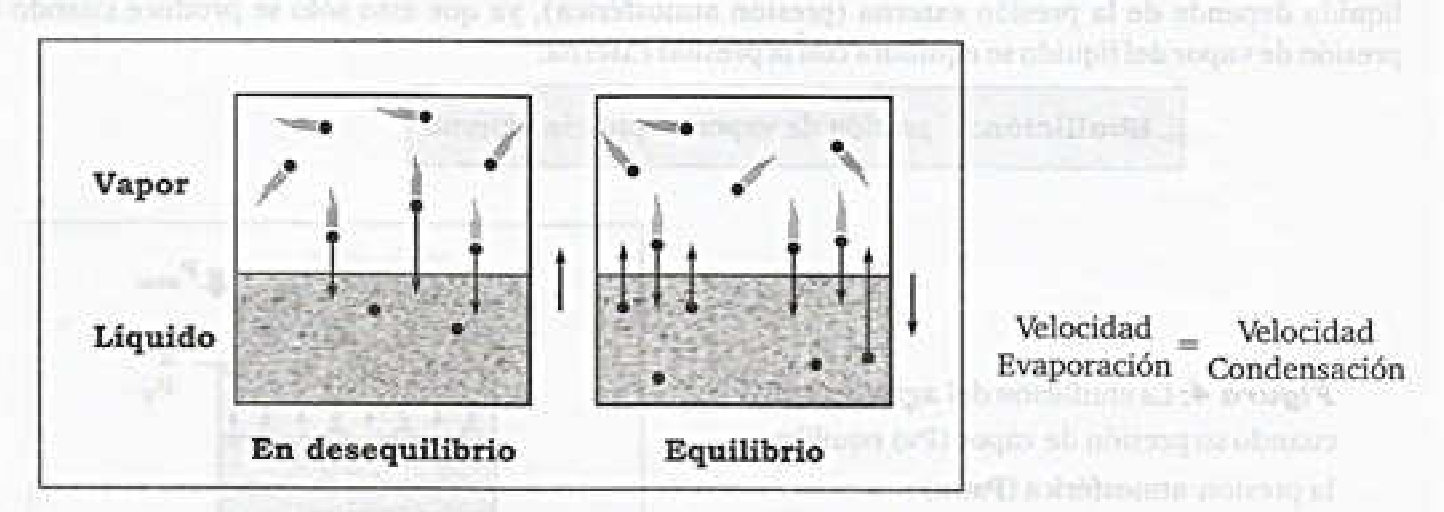
PRESIÓN DE VAPOR (Pv)

La evaporación es un proceso endotérmico (se absorbe calor) que se desarrolla a nivel de la superficie de todo líquido, el vapor producido ejerce un presión al cual se denomina presión de vapor (Pv).

Ciertamente los líquidos se evaporan a cualquier temperatura, pero para medir la presión de vapor la temperatura debe mantenerse constante y debemos esperar que ocurra un equilibrio dinámico entre los proceso de evaporación y condensación, en este estado la presión es máxima y el valor medido es la presión de vapor:



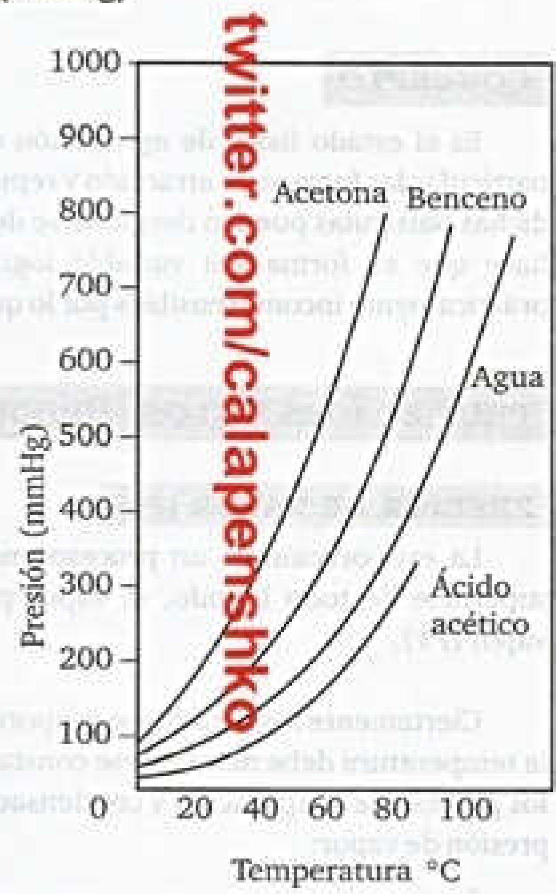
Figura 3: Proceso de evaporación de un líquido, la presión máxima (Pv) se alcanza en el estado de equilibrio.



Naturalmente la presión de vapor de los líquidos depende de forma proporcional con la temperatura, pero de forma inversa con la intensidad de las atracciones moleculares, esto se debe a que mientras más intensamente se atraen las moléculas, el líquido difícilmente se evapora.

Presiones de vapor de algunos líquidos expresado en milímetros de mercurio (mmHg)

LÍQUIDOS	0°C	50°C	100°C
Agua	4,6	92,5	760
Alcohol etílico	12,2	222,2	1693,3
Tetracloruro de carbono (CCl_4)	33	317	1463



El agua y el alcohol presentan el mismo tipo de enlace (puente de hidrógeno) pero en el alcohol este es menos intenso por eso se evapora con mayor facilidad siendo también su presión de vapor

Los líquidos con presiones de vapor altas a temperatura ambiente se dice que son volátiles, y aquellos que tienen presiones de vapor muy bajas son no volátiles. La volatilidad de un líquido depende fundamentalmente de la intensidad de las fuerzas intermoleculares.

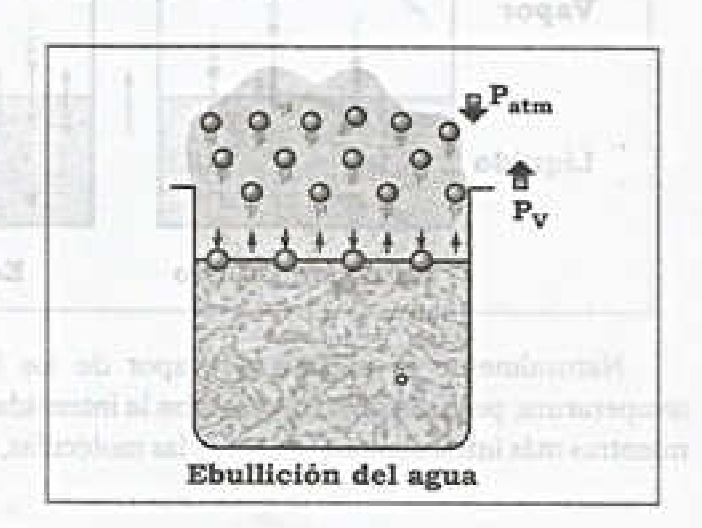
Cuanto más débiles son estas fuerzas, más volátil es el líquido y su presión de vapor es mayor.

TEMPERATURA O PUNTO DE EBULLICIÓN (Teb)

La ebullición de un líquido es el proceso de evaporación de la totalidad de su masa, a diferencia de la evaporación simple que ocurre solo a nivel superficial. La temperatura a la que ebulle o hierve un líquido depende de la presión externa (presión atmosférica), ya que esto solo se produce cuando la presión de vapor del líquido se equilibra con la presión externa:

Ebullición: presión de vapor = presión externa

Figura 4: La ebullición del agua ocurre cuando su presión de vapor (Pv) equilibra la presión atmosférica (Patm).



La ebullición ocurre a temperatura constante hasta que la totalidad del líquido se evapore. El valor del punto de ebullición varía de forma inversa con la altitud geográfica respecto al nivel de mar, esto se debe a que la presión atmosférica disminuye con la altitud, por ejemplo el agua hierve a nivel del mar a 100ºC pero a una altitud de 1200 m hierve solo a 96ºC.

VISCOSIDAD (μ)

Es aquella propiedad que mide la resistencia que ofrecen los cuerpos (en este caso los líquidos) a fluir o desplazarse, dicha resistencia se debe a la fricción interna de una capa de líquido al desplazarse sobre otra, en general se cumple:

Viscosidad: sólidos > líquidos > gases

Matemáticamente la viscosidad se mide a partir de la relación:

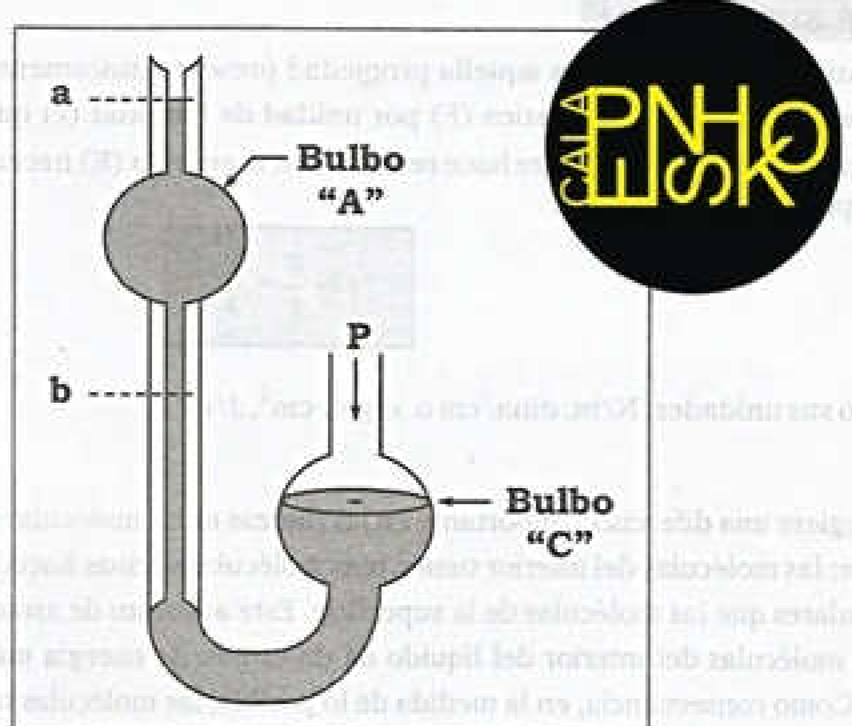
$$\mu = \frac{F.\ell}{v.A}$$

Donde "F" es la fuerza que desplaza una capa de líquido de área "A" separado de otra capa una longitud "ℓ", "v" es la velocidad de desplazamiento y "μ" es el coeficiente de viscosidad cuya unidad en el sistema "c.g.s." es el poise (p).

El poise (p) es la unidad de desplazamiento de masa ya que sus unidades básicas son: (g/s)/cm, pero por ser su valor demasiado pequeño utilizaremos normalmente el centipoise (cp), por ejemplo la viscosidad del agua es 1cp y la viscosidad del mercurio es 1,58cp; esto indica que el mercurio presenta mayor resistencia a fluir que el agua.

Para fines prácticos si se desea conocer la viscosidad de un líquido se emplean los viscosímetros, siendo el más común el viscosímetro de "Ostwald".

Figura 5: Esquema simple del viscosímetro creado por Wilhelm Ostwald (1853 - 1932), químico físico alemán.



En este dispositivo se llena del líquido cuya viscosidad se desea determinar, luego se aplica presión (P) por el extremo derecho con una pera de goma hasta que el líquido llegue a la marca designado con el punto "a", finalmente se retira la pera de goma y se mide el tiempo que demora en descender dicho líquido desde el punto "a" hasta el punto "b", se repite el procedimiento con un líquido de viscosidad conocida (comúnmente el agua) llegándose a establecer la siguiente relación:

$$\frac{\mu_1}{\mu_2} = \frac{D_1 \cdot t_1}{D_2 \cdot t_2}$$

Donde "D" y "t" son la densidad y el tiempo de flujo respectivamente de los líquidos 1 (desconocido) y 2 (generalmente el agua).

Cuanto más fuertes son las fuerzas intermoleculares de atracción, mayor es la viscosidad. Cuando un líquido se mueve respecto a las regiones vecinas. Las fuerzas de cohesión dentro del líquido crean una "fricción interna" que reduce la velocidad del flujo. Este efecto es pequeño en los líquidos de viscosidad baja como el alcohol etílico y el agua, que fluyen con facilidad. Los líquidos como la miel y los aceites pesados de motor, fluyen mucho más lentamente; se dice que son viscosos.
Un método para medir la viscosidad es medir el tiempo que tarda en caer una bola de acero hasta una cierta profundidad del líquido. Cuanto mayor sea la viscosidad del líquido, más tiempo tarda la bola en caer. Como las fuerzas intermoleculares de atracción pueden compensarse mediante mayores energías cinéticas moleculares. La viscosidad generalmente disminuye cuando la temperatura aumenta en los líquidos.

NOTA:
Para los líquidos, la viscosidad disminuye cuando aumenta la temperatura. Para los gases, la viscosidad aumenta cuando aumenta la temperatura.

TENSIÓN SUPERFICIAL

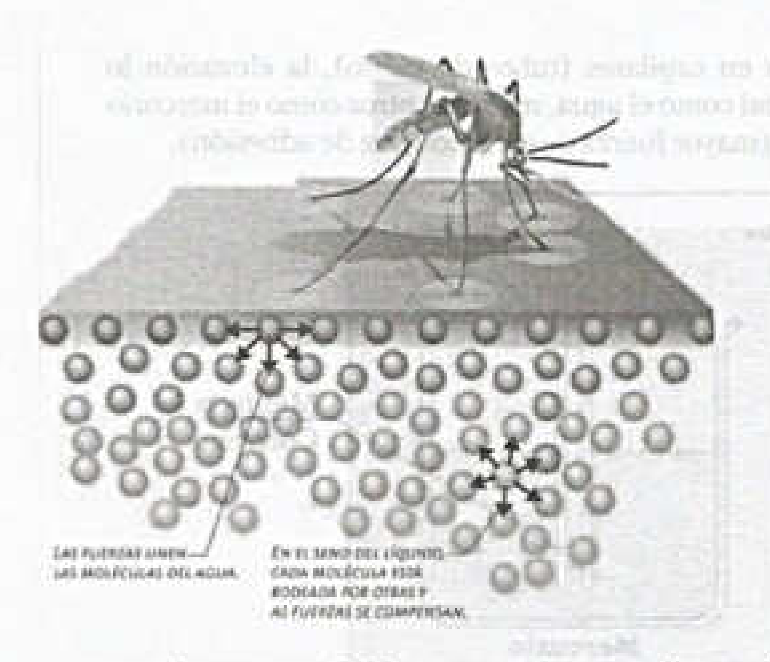
La tensión superficial (γ) es aquella propiedad presente únicamente en los líquidos que se define como la medida de la fuerza elástica (F) por unidad de longitud (ℓ) que actúa en la superficie de un líquido, otra definición equivalente hace referencia a la energía (E) necesaria para estirar la superficie o área (A) específica de un líquido.

$$\gamma = \frac{F}{\ell} = \frac{E}{A}$$

Siendo sus unidades: N/m, dina/cm o ergio/cm^2, J/m^2.

La figura sugiere una diferencia importante en las fuerzas entre moléculas en el interior de un líquido y en la superficie: las moléculas del interior tienen más moléculas vecinas hacia las que son atraídas por fuerzas intermoleculares que las moléculas de la superficie. Este aumento de atracción por sus moléculas vecinas sitúana las moléculas del interior del líquido en un estado de energía más bajo que una molécula de la superficie. Como consecuencia, en la medida de lo posible, las moléculas tratan de colocarse en el interior

del líquido permaneciendo en la superficie el menor número posible. Por tanto los líquidos tienen una tendencia a mantener un área superficial mínima. Para aumentar el área de la superficie de un líquido se necesita que las moléculas se desplacen desde el interior a la superficie del líquido, y esto requiere realizar un trabajo.



Material	Tensión Superficial / (10^{-3} N/m)
Acetona	23,70
Benceno	28,85
Tetracloruro de Carbono	26,95
Acetato de etilo	23,9
Alcohol etílico	22,75
Éter etílico	17,01
Hexano	18,43
Metanol	22,61
Tolueno	28,5
Agua	72,75

Se observa que la fuerza resultante en las moléculas superficiales apuntan hacia el interior del líquido con lo cual logran que el área superficial sea mínima, esto explica porque al lanzar un líquido al aire sus gotas adquieren forma esférica ya que la esfera es el sólido geométrico de menor área superficial.

Figura 6: Formas de las gotas del agua y el mercurio sobre una superficie de vidrio, el mercurio posee mayor tensión superficial.



Ángulos formados entre la recta tangente a la superficie del líquido y la pared del sólido

Cuando la temperatura aumenta, y por tanto la intensidad del movimiento molecular, las fuerzas intermoleculares son menos efectivas. Se requiere menos trabajo para aumentar la superficie del líquido, lo que significa que la tensión superficial disminuye cuando la temperatura aumenta.

La adición de un detergente al agua tiene dos efectos: la disolución del detergente disuelve la grasa descubriendo la superficie limpia y el detergente disminuye la tensión superficial del agua. El descenso de la tensión superficial significa un descenso en la energía necesaria para extender las gotas formándose una película. Las sustancias que reducen la tensión superficial del agua y permiten extenderla más fácilmente se conocen como agentes humectantes o tensoactivos.

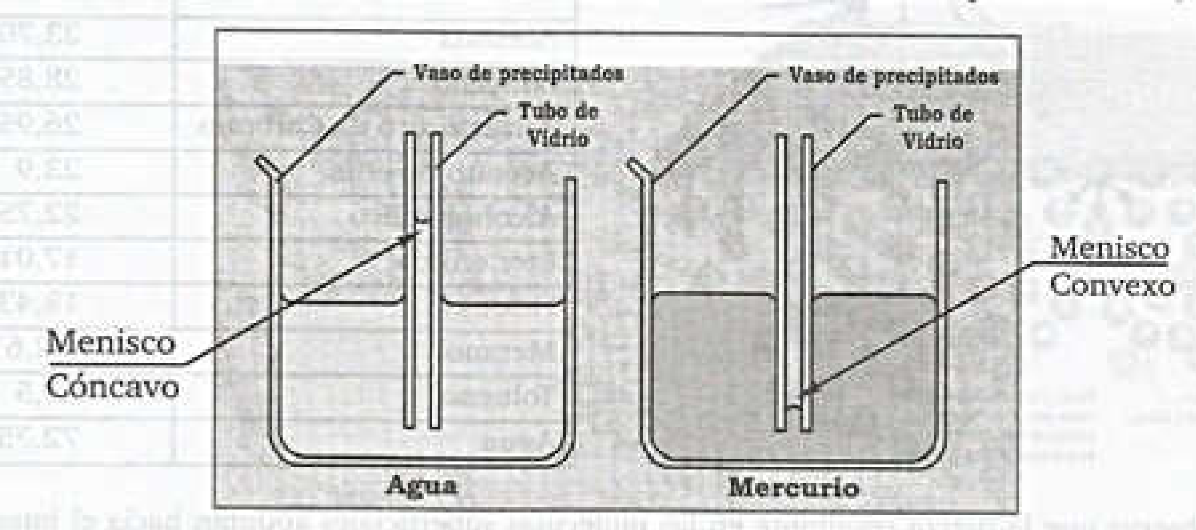
NOTA:

La tensión superficial se dá a cualquier temperatura.

CAPILARIDAD

La capilaridad es el proceso de ascenso o descenso que experimentan los líquidos al ponerse en contacto con sistemas tubulares (capilares), esto se debe a la competencia de dos tipos de fuerza relacionados directamente con la tensión superficial que son las fuerzas de cohesión molecular y las fuerzas de adhesión del líquido al capilar.

Figura 9: Elevación y descenso de líquidos en capilares (tubos de vidrio), la elevación lo experimentan líquidos de baja tensión superficial como el agua, mientras otros como el mercurio descienden debido a su alta tensión superficial (mayor fuerza de cohesión que de adhesión).



Nótese la forma de los meniscos (superficie del líquido en el capilar), para el caso del agua es "cóncavo" (ángulo de contacto menor a 90°) esto se debe a que las fuerzas de adhesión son mayores a la fuerza de cohesión, mientras que para el mercurio es "convexo" (ángulo mayor a 90°).

Se puede determinar la elevación o el descenso del líquido en el capilar a partir de la relación:

$$\gamma = \frac{h.D.r.g}{2}$$

Donde: "h" es la elevación o descenso del líquido, "D" es su densidad, "γ" es su tensión superficial, "r" es el radio del capilar y "g" es la aceleración de la gravedad que en el sistema "c.g.s" toma el valor de 980cm/s^2.



EJERCICIOS DE APLICACIÓN



1. Respecto a los sólidos, identifique las afirmaciones correctas:
   I. En este estado los cuerpos poseen forma y volumen definido.
   II. En los sólidos propiamente dichos el ordenamiento de sus partículas es regular.
   III. Las fuerzas de repulsión superan a las fuerzas de atracción.

   Rpta.: ....

2. De la lista de sólidos indicados en el problema, identifique aquel que no sea un sólido cristalino:
   I) NaCl II) Oro III) Diamante
   IV) Caucho V) Hielo

   Rpta.: ....

3. Identifique las relaciones correctas respecto a los tipos de sólido.
   I. Hielo seco: sólido molecular.
   II. Tungsteno: sólido iónico.
   III. Grafito: sólido covalente.

   Rpta.: ....

4. Identifique la alternativa que contiene al sólido de menor punto de fusión.
   A) $CaCl_2$ B) Plata C) SiO_2
   D) Hielo E) Diamante.

   Rpta.: ....

5. Sobre los líquidos, indique la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:
   I. En estos cuerpos las fuerzas de atracción y repulsión en cuanto a su intensidad muy próximos entre sí.
   II. Son ejemplos de líquidos, el etanol, el hielo, los aceites, el mercurio, etc.
   III. Se consideran fluidos.

   Rpta.: ....

6. Se sabe que todos los líquidos se evaporan a cualquier temperatura y la presión que ejerce el vapor producido es máximo cuando:

   Rpta.: ....

7. A continuación se indican datos de presión de vapor de 3 líquidos a una misma temperatura. Ordene de forma creciente respecto a sus temperaturas de ebullición:
   I. Metanol (Pv = 29,7mmHg)
   II. Éter (Pv = 185mmHg)
   III. Agua (Pv = 4,6mmHg)

   Rpta.: ....

8. Cierto líquido cuya densidad es 1,2 g/mL tarde en fluir 20 segundos en el viscosímetro de Otswall. Halle la viscosidad de dicho líquido (en centipoise) si en las mismas condiciones el agua tarda en desplazarse 5 segundos.

   Rpta.: ....

9. La propiedad de los líquidos de presentar una especie de piel superficial que hace que sus gotas sean esféricas se explica por la propiedad de:

   Rpta.: ....

10. Halle la altura (en centímetros) que ha de ascender el agua en un tubo capilar de radio igual a 0,72 milímetros.

    Rpta.: ....

PROBLEMAS RESUELTOS

PROBLEMA 1 En relación al estado sólido, indicar verdadero (V) o falso (F):

I. Corresponde al estado de agregación de la materia donde existe el máximo desorden molecular.
II. Presenta forma y volumen definido, es un cuerpo rígido.
III. Sobre sus partículas predominan las fuerzas de atracción.

A) VFV B) FVV C) VVF
D) FVF E) FFV

Resolución:

I. FALSO : En el estado sólido las partículas presentes se encuentran muy próximas unas de otras, esto hace que dichas partículas interactúen fuertemente por lo que para evitar la repulsión deben ocupar posiciones fijas lo que hace de este estado un sistema bastante ordenado.

II. VERDADERO : Debido a la gran proximidad entre sus partículas, estos cuerpos son incompresibles, es decir no se pueden comprimir, su volumen es constante al igual que su forma, además por carecer de movimiento de traslación se consideran cuerpos rígidos.

III. VERDADERO : El alto ordenamiento de las partículas que conforman los sólidos se explica porque entre ellas predominan (son más intensas) las fuerzas de atracción sobre las fuerzas de repulsión.

∴ CLAVE: B

PROBLEMA 2 Respecto a los sólidos cristalinos, indicar lo correcto:

I. Se caracterizan por presentar un ordenamiento regular de sus partículas.
II. Debido al orden regular de sus partículas son isotrópicos.
III. Presentan puntos de fusión definidos.

A) I y III B) Sólo I C) I y II
D) Sólo II E) II y III

Resolución:

I. CORRECTO : Dentro de la física se considera como único estado sólido al estado cristalino ya que sus partículas constituyentes se encuentran ordenadas de forma regular.

II. INCORRECTO : Debido al ordenamiento regular de sus partículas se consideran "anisotrópicos", ya que muchas propiedades como "resistencia al corte" varían de acuerdo a la orientación espacial del cristal.

III. CORRECTO : Sus puntos o temperaturas de fusión son definidos, esto es útil para reconocer un sólido específico ya que cada uno presenta un valor diferente.

∴ CLAVE: A

PROBLEMA 3 Sobre los sólidos amorfos, indicar verdadero (V) o falso (F):

I. El ordenamiento de sus partículas no es del todo regular por lo que se parecen más a los líquidos.
II. Son anisotrópicos.
III. A diferencia de los sólidos cristalinos, los sólidos amorfos se funden a menores temperaturas.

A) FVF B) VVV C) FFF
D) VFF E) VVF

Resolución:

I. VERDADERO : El ordenamiento regular de sus partículas es de corto alcance, es el caso del vidrio cuya apariencia es igual a los líquidos por lo que se le considera un líquido sobre enfriado.

II. FALSO : Se le considera "isotrópicos" ya que independientemente de su orientación espacial, se observa la misma irregularidad en el orden de sus partículas.

III. FALSO : Los sólidos amorfos y cristalinos poseen diferentes valores de temperaturas de fusión (mayores y menores) la diferencia se observa en que cuando a un sólido amorfo se calienta este se ablanda (por ejemplo los plásticos).

∴ CLAVE: D

PROBLEMA 4 Respecto a la clasificación de los sólidos cristalinos, indicar lo correcto:

I. De acuerdo al tipo de partículas dentro del cristal se conocen cuatro variedades de sólidos.
II. Las partículas de los sólidos moleculares se atraen debido a las fuerzas de "Van Der Walls".
III. Los sólidos iónicos son buenos conductores de la electricidad ya que contienen a iones de cargas opuestas.

A) Sólo I B) I y III C) I y II
D) Sólo II E) Sólo II

Resolución:

I. CORRECTO : Las cuatro variedades de sólidos cristalinos son:

- Iónico
- Covalente
- Metálico
- Molecular

II. CORRECTO : Las partículas que constituyen los sólidos cristalinos moleculares, son moléculas las cuales se atraen entre sí debido a las fuerzas intermoleculares llamadas en general "fuerzas de Van Der Walls".

III. INCORRECTO : Los sólidos cristalinos iónicos poseen iones de cargas opuestas en su estructura pero estos carecen de movimiento de traslación por lo que su conducción eléctrica es baja.

∴ CLAVE: C

PROBLEMA 5 Indicar La relación correcta: Sustancia – tipo de sólido:

I. Hielo : sólido covalente
II. Níquel : sólido metálico
III. Diamante : sólido iónico

A) Sólo II
B) Sólo III
C) I y II
D) II y III
E) Sólo I

Resolución:

I. INCORRECTO : El hielo que corresponde al agua en estado sólido, es un sólido cristalino molecular ya que esta formado por moléculas de agua (H_2O).

II. CORRECTO : El níquel corresponde a un metal de transición que es sólido a temperatura ambiental (25°C) por lo que es un sólido cristalino metálico.

III. INCORRECTO : El diamante es una forma alotrópica del elemento carbono, por lo que se le considera un sólido cristalino covalente.

∴ CLAVE: A

PROBLEMA 6 El grafito es un sólido de color negro con brillo metálico buen conductor de la electricidad por lo que se emplea como electrodo en las pilas secas. ¿A qué tipo de sólido pertenece?

A) Sólido cristalino iónico
B) Sólido cristalino metálico
C) Sólido molecular
D) Sólido cristalino molecular
E) Sólido cristalino covalente

Resolución: El grafito al igual que el diamante es una forma alotrópica del elemento carbono, por lo que corresponde a un **sólido cristalino covalente**.

∴ CLAVE: E

PROBLEMA 7 A continuación indicamos 4 sustancias correspondiente a los cuatro tipos de sólidos cristalinos, indicar aquel que posee mayor temperatura de fusión:

I. Sacarosa o azúcar de caña ($C_{12}H_{22}O_{11}$)

II. Cuarzo (SiO_2)

III. Cloruro de sodio (NaCl)

IV. Plata (Ag)

A) I B) IV C) III
D) II E) I y II

Resolución: Primero identificamos a los sólidos indicados en el problema de acuerdo a su tipo:

- $C_{12}H_{22}O_{11}$: sólido molecular
- SiO_2 : sólido covalente
- NaCl : sólido iónico
- Ag : sólido metálico

Como sabemos los puntos de fusión presentan el siguiente orden:

covalente > iónico > metálico > molecular

Luego para el problema el sólido de mayor punto de fusión es el SiO_2 (**sólido covalente**)

∴ CLAVE: D

PROBLEMA 8 Las siguientes características:

- Sus partículas se atraen debido a fuerzas electrostáticas.
- Son buenos conductores de la electricidad al ser disueltos en agua.
- Puntos de fusión altos.

Corresponde al tipo de sólido:

A) molecular B) covalente C) iónico
D) cristalino E) metálico

Resolución: Las características indicadas en el problema corresponden a un **sólido iónico**, ya que estos se encuentran formados por iones de cargas opuestas los cuales presentan atracción electrostática, al disolverlos en agua dichos iones se pueden movilizar esto hace que conduzcan la electricidad.

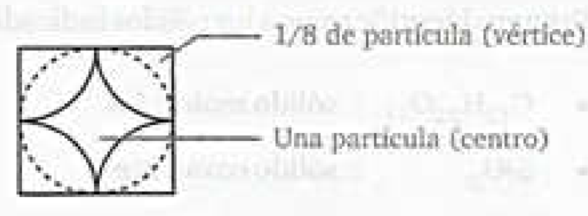
∴ CLAVE: C

PROBLEMA 9 Se dispone de 2 celdas unitarias cúbicas que son de las formas "cc" y "ccc" respectivamente. ¿Cuántas partículas en total están contenidas en dicha celda?

A) 4 B) 6 C) 8
D) 9 E) 10

Resolución: Para las celdas unitarias cúbicas se cumple:

- Vista frontal de una celda unitaria cúbica centrada en el cuerpo "cc":

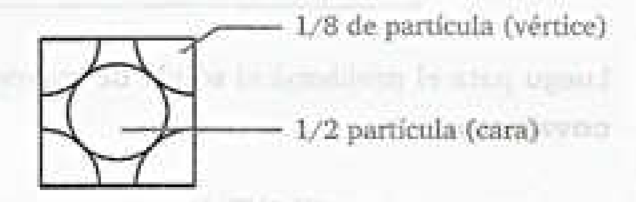




El número de partículas presentes es:

$$\#\,\text{partículas} = 8 \times \frac{1}{8} + 1 = 2$$

- Vista frontal de una celda cúbica centrada en las caras "ccc":



El número de partículas presentes es:

$$\#\,\text{partículas} = 8 \times \frac{1}{8} + 6 \times \frac{1}{2} = 4$$

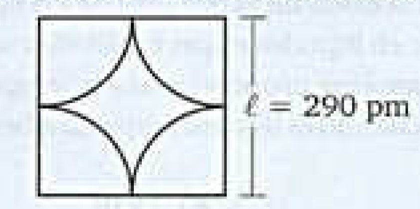
Luego la cantidad total de partículas presentes en estas celdas unitarias son 6.

$\therefore$ CLAVE: B

PROBLEMA 10 Cierto elemento metálico cristaliza en la celda unitaria cúbica simple (c): si la arista de dicha celda posee una longitud de 290 pirómetros (pm). Hallar el volumen atómico de dicho metal. $1\text{pm} = 10^{-12}\text{m}$

A) $1{,}17 \times 10^{-29}\ \text{m}^3$ B) $1{,}85 \times 10^{-29}\ \text{m}^3$ C) $1{,}38 \times 10^{-29}\ \text{m}^3$
D) $1{,}25 \times 10^{-29}\ \text{m}^3$ E) $1{,}28 \times 10^{-29}\ \text{m}^3$

Resolución: La vista frontal de una celda unitaria cúbica simple "c" es:



Si nos dan como dato la longitud de la arista del cubo, el radio de la partícula (esfera) dentro de la celda es:

$$r = \frac{\ell}{2} = \frac{290\ \text{pm}}{2} = 145\ \text{pm}$$

Convertimos esta longitud a metros:

$$r = 145\ \text{pm} \times \frac{10^{-12}\,\text{m}}{1\ \text{pm}} = 1{,}45 \times 10^{-10}\,\text{m}$$

Por lo tanto el volumen atómico (esfera) es:



$$\boxed{V = \frac{4}{3} \times \pi \times r^3}$$

$$V = \frac{4}{3} \times \pi \times \left(1{,}45 \times 10^{-10}\,\text{m}\right)^3$$

$$V = 1{,}28 \times 10^{-29}\,\text{m}^3$$

∴ CLAVE: E

PROBLEMA 11 En relación al estado líquido, indicar verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

I. Es aquel estado de agregación donde las fuerzas de atracción y repulsión se encuentran casi equilibradas.

II. Los líquidos poseen forma definida pero volumen variable.

III. Se consideran fluidos ya que pueden evaporarse con facilidad.

A) VVF B) FFV C) VFF
D) FVF E) VFV

Resolución:

I. VERDADERO : Las partículas que forman parte de todos los líquidos presentan un equilibrio respecto a las fuerzas de atracción y repulsión, pudiendo estas partículas movilizarse por lo que se consideran fluidos.

II. FALSO : Los líquidos son prácticamente incomprensibles (volumen definido) ya que las distancias intermoleculares son relativamente cortas, su forma si es variable por lo que se adaptan al recipiente que los contienen.

III. FALSO : La facilidad con la que evaporan los líquidos tiene que ver con la intensidad de las fuerzas intermoleculares y no con la fluidez.

∴ CLAVE: C

PROBLEMA 12 Respecto a la presión de vapor (Pv) de los líquidos, indicar lo correcto:

I. Es menor en líquidos cuyas moléculas se atraen con mayor intensidad.
II. Es directamente proporcional a la temperatura.
III. Se mide cuando el líquido empieza a hervir.

A) I y II B) II y III C) Sólo I
D) Sólo II E) Sólo III

Resolución:

I. CORRECTO : Es la presión que ejerce el vapor de un líquido, debido al proceso de evaporación superficial, esta presión es baja en líquidos cuyas moléculas se atraen intensamente ya que estas no se evaporan fácilmente.

II. CORRECTO : Al incrementar la temperatura de un líquido también se incrementa la energía cinética molecular favoreciéndose la evaporación con la cual aumenta la presión de vapor.

III. INCORRECTO: La medida de esta presión en su máximo valor a una temperatura dada es cuando se establece el equilibrio:

$$\text{evaporación} \rightleftarrows \text{condensación}$$

∴ CLAVE: A

PROBLEMA 13 Se tiene 3 muestras de líquidos conocidos:

I. Gasolina
II. Agua
III. Alcohol

Conociendo la facilidad con la que se evaporan, ordenarlos de forma creciente respecto a sus presiones de vapor:

A) II < I < III B) I < II < III C) III < I < II
D) II < III < I E) I < III < II

Resolución: Conocemos que el agua y el alcohol poseen moléculas polares los cuales se atraen mediante las fuerzas "puente de hidrógeno", siendo en el agua estas fuerzas más intensas, mientras que la gasolina posee moléculas apolares las cuales se atraen mediante las "fuerzas de London" que son bastante débiles (se evapora con facilidad

Luego el orden creciente de presiones de vapor es:

Pv: agua < alcohol < gasolina

∴ CLAVE: D

PROBLEMA 14 A continuación indicamos 3 líquidos y sus respectivas temperaturas de ebullición a nivel del mar:

I. Agua (100°C)
II. Acetona (56°C)
III. Ácido acético (118°C)

¿Qué líquido presenta mayor intensidad de sus atracciones moleculares?

A) I y II B) II y III C) Sólo I
D) Sólo II E) Sólo III

Resolución: Sabemos que la ebullición ocurre cuando la presión de vapor de un líquido se equilibra con la presión atmosférica, en este estado toda la masa del líquido se vaporiza, esto se logra a cierta temperatura la cual es más alta mientras mas intensamente se atraen las moléculas.

En el caso del problema se requiere mayor temperatura para hacer hervir al **ácido acético**, esto quiere decir que sus atracciones moleculares son mas intensas.

∴ CLAVE: E

PROBLEMA 15 Sobre la viscosidad, indicar verdadero (V) o falso (F):

I. Disminuye al aumentar la temperatura.
II. Es mayor en los líquidos cuya presión de vapor es alto.
III. En el caso del agua y el aceite el primero es más viscoso.

A) FVF B) VFF C) VVF
D) VVV E) FFF

Resolución:

I. VERDADERO : La viscosidad mide la resistencia que ofrecen los líquidos a fluir, por lo que al aumentar la temperatura aumenta también la energía cinética molecular y disminuye la viscosidad.

II. FALSO : Es menor en líquidos cuyas moléculas se atraen débilmente ya que estas pueden fluir con mayor facilidad, dichos líquidos poseen presiones de vapor elevados.

III. FALSO : El aceite poseen moléculas de mayor tamaño y complejidad que el agua, dichas moléculas se atraen más intensamente que las moléculas del agua, por lo que el aceite es más viscoso.

∴ CLAVE: B

PROBLEMA 16 A continuación se indica la viscosidad (μ) de 3 líquidos a 20°C:

I. Agua : $\mu = 1$ cp
II. Benceno (bencina) : $\mu = 0,6$ cp
III. Mercurio : $\mu = 1,59$ cp

Si se vierten sobre superficies inclinadas del mismo tipo. Ordenar de acuerdo a la rapidez con la cual llegan a su base.

A) I > III > II B) II > I > III C) II > III > I
D) I > II > III E) III > I > II

Resolución: Como sabemos la viscosidad de un líquido mide su resistencia a fluir, por lo que mientras más viscoso sea un líquido demora más tiempo en desplazarse sobre una superficie inclinada.

En el caso del problema el orden como fluyen los líquidos es:

benceno > agua > mercurio

∴ CLAVE: B

PROBLEMA 17 El tiempo de descenso de cierto líquido cuya densidad es 0,65 g/mL en el viscosímetro de "Ostwald" es de 20 segundos, bajo las mismas condiciones el agua tarda en descender 13 segundos. Hallar la viscosidad de dicho líquido.

A) 3 cp B) 4 cp C) 2 cp
D) 1 cp E) 0,5 cp

Resolución: Para los líquidos del problema tienen los datos:

- Líquido "x": $D = 0,65$ g/mL y $t = 20$ s
- Agua: $D = 1$ g/mL y $t = 13$ s

Sus viscosidades se relacionan según:

$$\frac{\mu_x}{\mu_{agua}} = \frac{D_x \times t_x}{D_{agua} \times t_{agua}}$$



Reemplazando, tenemos:

$$\frac{\mu_x}{1} = \frac{0,65 \times 20}{1 \times 13}$$

$$\mu_x = 1\text{cp}$$

∴ CLAVE: D

PROBLEMA 18 Respecto a la tensión superficial, indicar lo correcto:

I. Tiene su origen en el desequilibrio de fuerzas que experimentan las moléculas que se encuentran en la superficie de los líquidos.
II. Aumenta al incrementarse la temperatura.
III. Explica el fenómeno de capilaridad.

A) Sólo I B) I y II C) I y III
D) Sólo II E) II y III

Resolución:

I. CORRECTO : Se presenta debido al desequilibrio de las fuerzas intermoleculares de las moléculas superficiales, esto crea una especie de película o piel en los líquidos.

II. INCORRECTO: El incremento de temperatura reduce la intensidad de las atracciones moleculares por lo que la tensión superficial también disminuye.

III. CORRECTO : Genera una competencia entre las fuerzas de atracción molecular (cohesión) y las fuerzas de adhesión hacia otros cuerpos, esto explica la capilaridad.

∴ CLAVE: C

PROBLEMA 19 A continuación indicamos 3 líquidos y sus respectivas tensiones superficiales (en dina/cm):

I. Agua : $\gamma = 72,75$
II. Etanol : $\gamma = 22,3$
III. Acetona : $\gamma = 23,7$

Si se colocan capilares de las mismas dimensiones. Indicar que líquido presenta menor elevación.

A) Sólo II B) Sólo III C) III y I
D) I y II E) Sólo I

Resolución:

Sabemos que mientras mayor sea la tensión superficial mayor es la intensidad de las atracciones moleculares por lo que el líquido se adhiere difícilmente a las superficies, su elevación capilar es mínima y en algunos casos nula.

Para los líquidos del problema presenta menor elevación capilar ya su tensión superficial es mayor **el agua**.

∴ CLAVE: E

PROBLEMA 20 Sobre una muestra de agua se coloca un capilar de vidrio cuyo diámetro es de un milímetro. Hallar la elevación que experimenta el agua.

A) 2,97 cm B) 3,01 cm C) 2,86 cm
D) 3,45 cm E) 3,12 cm

Resolución: El diámetro del capilar del problema es de 1mm (0,1 cm), por lo que su radio es la mitad de este valor:

$$r = 0{,}05\ \text{cm}$$

Además sabemos que:

$$D_{agua} = 1\ \text{g/cm}^3$$

$$\gamma_{agua} = 72{,}75\ \text{dina/cm}$$

$$g = 980\ \text{cm/s}^2$$

Para hallar la elevación capilar del agua, empleamos la relación:

$$\boxed{\gamma = \frac{h \times D \times r \times g}{2}}$$

Reemplazamos, tenemos:

$$72{,}75 = \frac{h \times 1 \times 0{,}05 \times 980}{2}$$

$$h = 2{,}97\ \text{cm}$$

$\therefore$ CLAVE: A



PROBLEMAS PROPUESTOS

1. Respecto al estado sólido, indicar verdadero (V) o falso (F):

I. En orden creciente de contenido de energía representa el segundo estado físico de agregación.
II. Esta formado por los cuerpos sólidos, es el caso de los compuestos iónicos y los metales como el mercurio (Hg).
III. A nivel de partículas, predominan las fuerzas de atracción sobre las fuerzas de repulsión.

A) VFV B) FVF C) VVF
D) FFV E) VVV

2. En relación al estado sólido, indicar lo correcto:

I. Sus partículas constituyentes carecen de todo tipo de movimiento por lo que se consideran cuerpos rígidos.
II. Son incompresibles, su volumen es definido así como su forma.
III. Dentro de los no metales el elemento bromo (Br_2) pertenece a este estado.

A) Sólo I B) I y II C) Sólo II
D) II y III E) Sólo III

3. Sobre los sólidos cristalinos, indicar verdadero (V) o falso (F):

I. Se caracterizan porque sus partículas constituyentes presentan un ordenamiento regular.
II. Los sólidos metálicos son buenos conductores del calor y la electricidad.
III. Los sólidos covalente están formados por iones de cargas opuestas.

A) VVV B) FVV C) VFV
D) FFV E) VVF

4. Indicar la relación correcta: especie - tipo de sólido:

I. Paladio (Pd) : solido covalente
II. Carburumbo (SiC) : sólido molecular
III. Hematita (Fe_2O_3) : sólido iónico

A) Sólo I B) I y II C) Sólo -II
D) II y III E) Sólo III

5. De acuerdo con las afirmaciones, indicar verdadero (V) o falso (F):

I. El hielo seco que es el dióxido de carbono (CO_2) sólido corresponde a un sólido molecular.
II. Todos los elementos del grupo "IA" de la tabla periódica son sólidos cristalinos metálicos.
III. Sólo los sólidos iónicos son anisotrópicos.

A) VFF B) VVF C) VVV
D) FVV E) FVF

6. En relación a los sólidos amorfos, indicar lo correcto:

I. Son cuerpos sólidos donde el ordenamiento de las partículas que lo constituyen no es del todo regular.
II. Sólo pueden estar formados por partículas que son átomos neutros o moléculas, es el caso del vidrio.
III. Son anisotrópicos.

A) Sólo I B) I y II C) Sólo II
D) II y III E) Sólo III

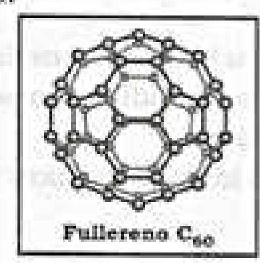
7. Respecto a los sólidos amorfos, indicar lo incorrecto:

A) Son ejemplos de estos; los plásticos, la madera, la brea, etc.
B) Sus puntos de fusión son variables, se ablandan mientras se calientan.
C) El ordenamiento de sus partículas es irregular, se parecen a los líquidos.
D) Por no presentar ordenamiento regular de sus partículas se consideran anisotrópicos.
E) El caucho es un polímero natural que en estado sólido es amorfo.

17. Todos los metales alcalinos (IA) reaccionan vigorosamente con el agua formando los hidróxidos o álcalis: LiOH, NaOH, KOH, RbOH y CsOH, estos compuestos son sólidos cristalinos que pertenecen a la variedad:

A) iónico B) covalente C) metálico
D) molecular E) amorfo

18. Los fullerenos son alótropos del carbono descubiertos recientemente, uno de ellos el más característico es el fullereno (C_{60}), cuya estructura es:


Fullereno C_{60}

Pertenece a la variedad de sólido cristalino:

A) iónico B) covalente C) metálico
D) molecular E) amorfo

19. En relación a las propiedades de los sólidos cristalinos, indicar verdadero (V) o falso (F):

I. Los sólidos moleculares se subliman con mayor facilidad ya que las atracciones entre sus partículas son débiles en comparación a los otros sólidos.
II. Los sólidos covalentes poseen menores puntos de fusión que los sólidos metálicos.
III. Las partículas presentes en los sólidos covalentes se mantienen unidas por compartición de electrones.

A) VFV B) VVV C) FVF
D) FFV E) FVV

20. De las afirmaciones, es (son) correcto (s):

I. En cuanto a la presión de vapor de los sólidos: covalente < molecular
II. En cuanto a los puntos de fusión de los sólidos: molecular < iónico
III. En cuanto a la fuerza de enlace en los sólidos: metálico < molecular

A) Sólo I B) I y II C) Sólo II
D) II y III E) Sólo III

21. Ordenar de forma creciente respecto a la facilidad de sublimación para los sólidos cristalinos siguientes:

I. Oro (Au)
II. Bauxita (Al_2O_3)
III. Fósforo (P_4)

A) I, II, III B) II, III, I C) III, I, II
D) I, III, II E) III, II, I

22. Ordenar de forma creciente respecto a los puntos de fusión los sólidos cristalinos siguientes:

I. Nitruro de aluminio (AlN)
II. Benceno (C_6H_6)
III. Óxido cúprico (CuO)

A) I, II, III B) II, III, I C) III, I, II
D) I, III, II E) III, II, I

23. Las siguientes características: es un sólido formado por partículas con carga eléctrica, mal conductor de electricidad, duro, pero quebradizo, su punto de fusión es alto. Corresponde al tipo:

A) iónico B) covalente C) metálico
D) molecular E) amorfo

24. El metal oro cristaliza en el sistema cúbico del tipo "ccc", si se tiene un mol de celdas unitarias. Hallar la cantidad de átomos de oro presentes en total.

A) 1 mol B) 2 moles C) 3 moles
D) 4 moles E) 6 moles

25. En relación a las celdas unitarias, indicar verdadero (V) o falso (F):

I. Son los eslabones en la construcción de los sólidos cristalinos, contienen un número entero de partículas.
II. Representan 7 sistemas: cúbico, tetragonal, monoclínico, etc.
III. Las celdas unitarias cúbicas presentan 3 variedades siendo la más compacta el tipo "ccc".

A) FVV B) VFV C) FFF
D) VVF E) VVV

8. Sobre el término "anisotrópico", indicar verdadero (V) o falso (F):
I. Hace referencia a que muchas propiedades de los cristales varían con la orientación espacial de estos.
II. Es una característica de los sólidos cristalinos.
III. Esta propiedad lo presentan sólidos como el hierro, glucosa, vidrio, etc.

A) VVV B) VVF C) FVF
D) FFV E) VFF

9. De la lista de sólidos cristalinos indicados a continuación:
I. Yodo (I_2)
II. Hidróxido de sodio (NaOH)
III. Diamante
IV. Tungsteno (W)
Indicar aquel(llos) que cumplan las siguientes características(uno de cada caso):
- Elevadas temperaturas de fusión.
- Se sublima con facilidad.

A) Sólo I B) III y II C) Sólo II
D) II y III E) III y I

10. A partir de los sólidos indicados en las alternativas completar el siguiente párrafo: "El ..... es un sólido cristalino buen conductor de la electricidad pero solo cuando se encuentra fundido o disuelto en agua".

A) KCl B) grafito C) hielo
D) calcio E) hierro

11. Indicar la relación correcta: especie - tipo de sólido:
I. Naftaleno ($C_{10}H_8$)
II. Cuarzo (SiO_2)
III. Bario (Ba)
IV. Fluorita (CaF_2)

a. Sólido iónico
b. Sólido covalente
c. Sólido molecular
d. Sólido metálico

A) IIIc B) IIa C) IIId
D) IVd E) IId

12. Indicar la relación correcta: especie - tipo de sólido:
I. Platino (Pt)
II. Caliza ($CaCO_3$)
III. Azufre (S_8)

a. Sólido iónico
b. Sólido covalente
c. Sólido molecular

A) Ia B) IIc C) IIIb
D) IIa E) IIb

13. En relación al elemento mercurio (Hg), indicar lo correcto:
I. A temperatura ambiental (25°C) es un sólido cristalino metálico.
II. Sólo a bajas temperaturas es anisotrópico.
III. Solo en estado sólido es buen conductor eléctrico y térmico.

A) Sólo I B) I y II C) Sólo II
D) II y III E) Sólo III

14. De las alternativas, indicar aquel sólido cristalino cuyas partículas constituyentes son cationes inmerso en un "mar de electrones":

A) Rodio (Rh) B) Magnetita (Fe_3O_4)
C) Fullereno (C_{60})
D) Glucosa ($C_6H_{12}O_6$) E) Cal (CaO)

15. Indicar de las alternativas aquel sólido cuyas partículas constituyentes se encuentran unidas gracias a las fuerzas de "Van Der Walls":

A) Magnesio (Mg) B) Fósforo (P_4)
C) Halita (NaCl)
D) Grafito E) Oro (Au)

16. La fructuosa ($C_6H_{12}O_6$) llamada también levulosa o azúcar de uva es un sólido de color blanco mas dulce que la glucosa, siendo al igual que esta un glúcido, pertenece a la variedad de sólido:

A) iónico B) covalente C) metálico
D) molecular E) amorfo

26. Cierto metal presenta una celda unitaria cúbica del tipo "ccc", si el vértice de la celda posee una longitud de $\frac{600}{\sqrt{2}}$ picométros. Hallar el volumen atómico de dicho metal.

A) $1,4\times10^{-29}m^3$ B) $2,8\times10^{-30}m^3$
C) $3,8\times10^{-30}m^3$
D) $1,8\times10^{-28}m^3$ E) $2,8\times10^{-28}m^3$

27. Cuando un mismo sólido cristaliza en mas de un sistema cristalino, se dice que presenta:

A) isomorfismo B) polimorfismo
C) alotropía
D) isotropía E) anisotropía

28. Respecto al estado líquido, indicar lo correcto:

I. En este estado las fuerzas de atracción y repulsión se encuentran casi equilibradas por lo cual las partículas presentes poseen más libertad de movimiento que en los sólidos.
II. Las distancias intermoleculares son mayores que en los sólidos pero menores que en los gases.
III. Su forma y volumen es variable.

A) Sólo I B) I y II C) Sólo II
D) II y III E) Sólo III

29. Sobre la presión de vapor (Pv) de los líquidos, indicar lo correcto:

I. Se origina debido al proceso de evaporación lo cual corresponde a un cambio de estado que ocurre a nivel superficial.
II. Es máxima cuando se presenta un equilibrio dinámico entre los procesos de evaporación y condensación.
III. Es mayor en líquidos cuyas moléculas se atraen intensamente.

A) Sólo I B) I y II C) Sólo II
D) II y III E) Sólo III

30. En relación a las afirmaciones, sobre los líquidos, indicar verdadero (V) o falso (F):

I. Son cuerpos fluidos por lo que se adaptan a los recipientes que los contienen.
II. Presentan menor entropía que los sólidos.
III. Al igual que los sólidos amorfos son isotrópicos.

A) VVV B) FVF C) FFV
D) FVV E) VFV

31. Considerando las fuerzas intermoleculares que operan en los siguientes líquidos:

I. Benceno
II. Mercurio
III. Etanol

Ordenarlos de forma creciente respecto a sus presiones de vapor.

A) I, II, III B) II, III, I C) III, I, II
D) I, III, II E) III, II, I

32. A continuación indicamos las presiones de vapor de la acetona a diferentes temperaturas:

- 0°C Pv = 46,4 mmHg
- 50°C Pv = 612,6 mmHg
- 100°C Pv = 2789,2 mmHg

El incremento de la presión de vapor a mayor temperatura se explica por:

I. Al aumentar la temperatura aumenta también la intensidad de las atracciones moleculares.
II. Se favorece el proceso de evaporación.
III. Se incremente la energía cinética molecular, por lo tanto el número de moléculas de líquido que pasan a la forma de vapor.

A) Sólo I B) I y II C) Sólo II
D) II y III E) Sólo III

33. Considerando la altitud geográfica de las siguientes ciudades o locaciones. ¿En cuál de ellas es de esperar que el agua hierva a menor temperatura?

A) Lima B) Huancayo C) Loreto
D) Cerro de Pasco E) Trujillo

34. Sobre el proceso de ebullición de los líquidos, indicar verdadero (V) o falso (F):

I. Ocurre cuando la presión de vapor del líquido se equilibra con la presión externa que por lo general es la presión atmosférica.

II. Este proceso de evaporación de toda la masa líquida ocurre a una temperatura definida llamada punto de ebullición.

III. Dicha temperatura de ebullición aumenta con la altitud geográfica ya que a mayor altura mayor presión atmosférica.

A) VVF B) VVV C) FVF
D) VFF E) VFV

35. A continuación indicamos las temperaturas de ebullición normal (P = 1 atm) para los líquidos siguientes:

I. Ácido nítrico (HNO_3) : 83°C
II. Metanol (CH_3OH) : 65°C
III. Ácido sulfúrico (H_2SO_4) : 338°C

Ordenarlos de forma creciente respecto a sus presiones de vapor.

A) I, II, III B) II, III, I C) III, I, II
D) I, III, II E) II, I, III

36. Las ollas de presión se caracterizan porque incrementan la presión externa a la que esta sometida el agua, por lo tanto podemos afirmar:

I. En este dispositivo el agua hierva a temperaturas menores a 100°C.

II. Los alimentos se cuecen con mayor rapidez ya que el agua hierva a mayores temperaturas que lo normal.

III. Estos dispositivos son afectados por la altitud geográfica.

A) Sólo I B) I y II C) Sólo II
D) II y III E) Sólo III

37. Sobre la viscosidad, indicar verdadero (V) o falso (F);

I. Mide la resistencia a fluir que presentan los cuerpos por lo que es máximo en los sólidos.

II. Es proporcional a la temperatura.

III. Es mayor en los líquidos volátiles, es decir en aquellos líquidos que se evaporan con facilidad.

A) VVV B) VFV C) VFF
D) FVV E) FVF

38. A continuación se indica la viscosidad (μ) de 3 líquidos a 20°C:

I. Etanol : μ = 1,25 cp
II. Ácido sulfúrico : μ = 19 cp
III. Éter : μ = 0,3 cp

Ordenarlos de forma creciente respecto a la intensidad de sus atracciones moleculares.

A) I, II, III B) II, I, III C) III, I, II
D) I, III, II E) III, II, I

39. A continuación se indica la viscosidad (μ) de 3 líquidos a 20°C:

I. Cloroformo : μ = 0,7 cp
II. Agua : μ = 1 cp
III. Tetracloruro de carbono : μ = 1,3 cp

Si se sueltan esferas de iguales características en recipientes de iguales dimensiones conteniendo cada uno igual volumen de dichos líquidos. Ordenar de forma creciente respecto al tiempo con la cual llegan las esferas a las bases de los recipientes.

A) I, II, III B) II, III, I C) III, I, II
D) I, III, II E) III, II, I

40. El tiempo de descenso de cierto liquido "x" cuya densidad de 0,75 g/mL en el viscosímetro de "Ostwald" es de 25 segundos, bajo las mismas condiciones el agua tarda en descender 15 segundos. Hallar la viscosidad de dicho líquido.

A) 1,35 cp B) 2,25 cp C) 0,75 cp
D) 4,2 cp E) 1,25 cp

41. El tiempo de descenso de cierto líquido "x" en el viscosímetro de "Ostwald" es de 35 segundos bajo las mismas condiciones el benceno (D = 0,88 g/mL) tarda en descender 17,5 segundos. Hallar la densidad (en g/mL) de dicho líquido si:

$$\frac{\mu_x}{\mu_{benceno}} = 1,75$$

A) 0,77 B) 0,64 C) 0,98
D) 0,56 E) 0,87

42. Hallar el tiempo de descenso que experimenta el etanol (D=0,8 g/mL) en el viscosímetro de "Ostwald" si una muestra de agua bajo las mismas condiciones tarda en descender 22 segundos. (μ_{etanol}=1,25 cp)

A) 42,5 s B) 34,4 s C) 25,8 s
D) 59,4 s E) 39,6 s

43. Respecto a la tensión superficial, indicar lo correcto:
I. Corresponde a una propiedad exclusiva de los líquidos originado por el desequilibrio de fuerzas entre las moléculas superficiales.
II. Es mayor en líquidos donde las fuerzas de atracción molecular son débiles.
III. Explica la forma esférica que adoptan las gotas de los líquidos.

A) Sólo I B) I y III C) Sólo II
D) II y III E) Sólo III

44. En relación a las afirmaciones, indicar verdadero (V) o falso (F):
I. Los líquidos que poseen elevada tensión superficial presentan un bajo poder humectante.
II. Existen sustancias como los jabones y detergentes (agentes tenso activos) que disminuyen la tensión superficial del agua mejorando el lavado.
III. La tensión superficial se incrementa con la temperatura.

A) VVV B) FVV C) FVF
D) VFV E) VVF

45. A continuación indicamos 3 líquidos y sus respectivas tensiones superficiales (en dina/cm):
I. Metanol : $\gamma = 22,6$
II. Nitrobenceno : $\gamma = 41,8$
III. Octano : $\gamma = 21,8$
Ordenar a estos líquidos de forma creciente respecto a la intensidad de sus atracciones moleculares.

A) I, II, III B) II, I, III C) III, I, II
D) I, III, II E) III, II, I

46. Los tiempos de descenso de dos líquidos "A" y "B" en el viscosímetro de "Ostwald" son respectivamente 15 y 60 segundos, además la densidad del segundo líquido es el triple del primero. Hallar la relación entre sus viscosidades.

A) 0,08 B) 0,11 C) 0,056
D) 0,023 E) 0,04

47. En relación a la capilaridad, indicar lo correcto:
I. Corresponde al proceso de ascenso o descenso de los líquidos por sistemas tubulares (capilares).
II. La forma cóncava del menisco de un líquido en un capilar se debe que a nivel molecular las fuerzas de cohesión son mayores a las fuerzas de adhesión.
III. Explica la absorción del agua en los vegetales ya que estos circulan en capilares orgánicos llamado "xilema".

A) Sólo I B) I y III C) Sólo II
D) II y III E) Sólo III

48. En un recipiente que contiene agua se coloca un capilar de vidrio cuya radio es de 0,2 milímetros. Hallar la elevación que experimenta el agua en dicho capilar.

A) 7,4 cm B) 4,5 cm C) 8,2 cm
D) 6,3 cm E) 5,6 cm

49. Al colocar un capilar de vidrio en un recipiente que contiene hexano líquido, este asciende un altura de 2 centímetros, considerando que la densidad de este líquido es de 0,85 g/mL. Hallar el radio del capilar (en mm). (γ_{hexano} = 18,4 dina/cm)

A) 0,11 B) 0,33 C) 0,44
D) 0,22 E) 0,55

50. Hallar la diferencia en las elevaciones capilares (en cm) del agua y el benceno (D = 0,88 g/mL) al ponerlos en contacto con capilares de vidrio idénticos cuyos radios son 0,15 centímetros. (γ_{hexano} = 29 dina/cm)

A) 0,53 B) 0,23 C) 0,65
D) 0,13 E) 1,35



Fundamentos Básicos del Comportamiento de los Gases

OBJETIVOS

- Conocer las propiedades y características de los gases.
- Diferenciar un gas ideal de un real.
- Usar las ecuaciones que cumplen los gases ideales y sus distintos procesos.

LA FASE GASEOSA, durante siglos, los científicos no se pusieron de acuerdo sobre qué era un gas. Sólo se hablaba de aire o, en algunos pocos casos, de emanaciones o vapores. Frecuentemente se entremezclaba con el concepto de vacío. Ni siquiera la palabra existía.

El primero en usarla fue Van Helmont en su publicación *El nacimiento de la medicina*: "Lo que produce, sea agua o sea aceite o humo, es una especie de exhalación, diferente del aire. Esta exhalación, bajo la forma de un sutil gas, para a una región más elevada. Gas y blas son dos nombres nuevos introducidos por mi para nombrar lo que ignoraban los antiguos".



Jan Batista Van Helmont
Este químico y físico belga (1580 – 1644) está considerado el primer científico que distinguió entre los gases y el aire.

Hoy día se entiende por gas una de las fases en las que se puede presentar la materia, estando constituida por partículas dotadas de movimiento continuo en un desorden total.

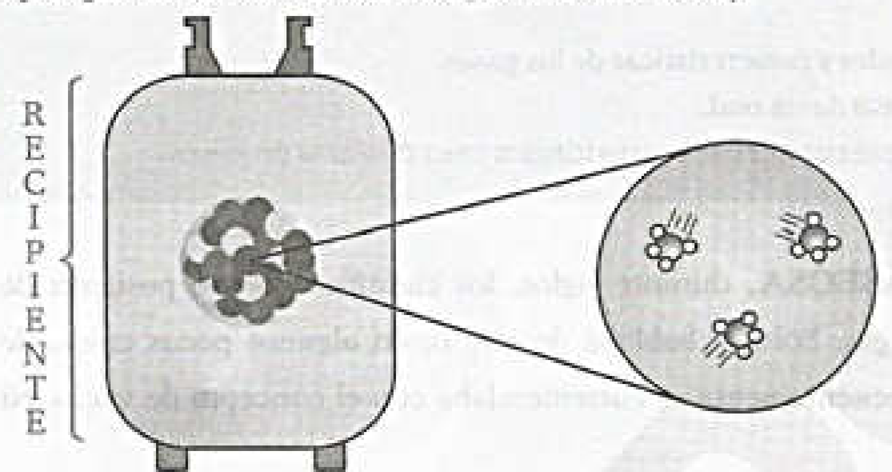
Todos los gases pesan, aunque, como cualquier otro material, si se encuentra en el seño de otro más denso experimenta una fuerza ascensional según indica el principio de Arquímedes. El valor de dicha fuerza depende de la diferencia entre las densidades de ambos materiales.

CONCEPTO

La palabra gas proviene del latín cahos que significa desorden.

Es el estado de agregación molecular, donde las moléculas se encuentran en movimiento caótico debido a su alta energía cinética, sus moléculas están separadas debido a la fuerza de repulsión que prevalece sobre la fuerza de atracción.

Ejemplo ilustrativo: Para el gas metano (CH_4)



Las moléculas poseen alto grado de desorden molecular. Porque se cumple



Donde:

Ec = Energía cinética.

Ep = Energía potencial.

OBSERVACIÓN

- La forma y el volumen del sistema gaseoso depende del recipiente que lo contiene.
- El estado gaseoso comprende: gas y vapor.
- Presentan alta entropía (desorden).

PROPIEDADES GENERALES DE LOS GASES

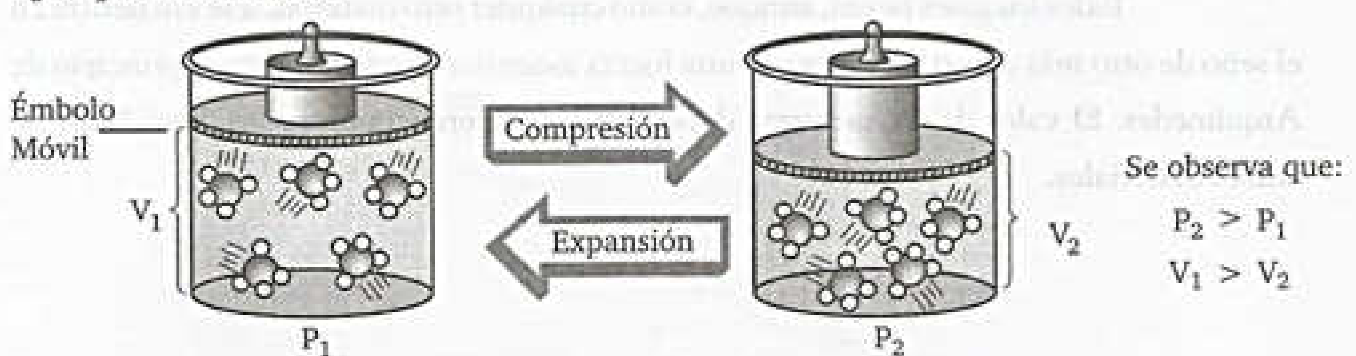
1. COMPRENSIBILIDAD

El volumen de un gas se puede reducir fácilmente mediante la acción de una fuerza externa, esto es debido a la existencia de grandes espacios intermoleculares.

2. EXPANSIBILIDAD

El gas ocupa todo el volumen del recipiente que lo contiene debido a la alta energía cinética traslacional de sus moléculas.

Ejemplo ilustrativo:



3. DIFUSIÓN

Consiste en que las moléculas gaseosas se trasladan a través de otro cuerpo material (gas, líquido o sólidos).

4. EFUSIÓN

Consiste en la salida de las moléculas gaseosas a través de orificios pequeños en la pared del recipiente que contiene el gas, se debe a la diferencia de presión.

Ejemplo ilustrativo:



> **NOTA**
>
> El gas doméstico contiene principalmente propano (C_3H_8), pero el olor se debe a la presencia de mercaptanos (compuesto de azufre).

TEORÍA CINÉTICA MOLECULAR DE LOS GASES

Los fenómenos que ocurren en el mundo real son muy complejos, por lo tanto se debe considerar muchas variables. Debido a ello en la ciencia siempre se recurre a ciertos modelos que son la abstracción mental que tiende a imitar una realidad muy complicada para tratarla muy rigurosamente.

La teoría cinética molecular surge como una necesidad para explicar el comportamiento y propiedades de los gases, asumiendo un gas ideal o perfecto, propuesto por Bernoulli y perfeccionado por Max Well y Boltzman. Esta teoria es una de las más exitosas dentro de las ciencias naturales, puesto que logro explicar todas las leyes experimentales de los gases e incluso se hizo extensiva al estado sólido y líquido.

La teoría cinética molecular se basa en los siguientes postulados:

1. Las moléculas son puntuales, es decir son de forma esférica y volumen despreciable pero tienen masa.
2. Las moléculas están en movimiento continuo, rápido y al azar, descubriendo trayectorias rectilíneas.
3. No existe fuerza de repulsión ni atracción molecular, es decir no hay interacción molecular, por lo tanto, poseen un movimiento libre.
4. Los choques intermoleculares o contra las paredes del recipiente son perfectamente elásticas, es decir no hay una pérdida neta en la energía cinética total de las moléculas.
5. La energía cinética media ($\overline{Ec}$) de las moléculas es directamente proporcional a la temperatura absoluta.

Para 1 molécula $\Rightarrow$ $\boxed{\bar{E}c = \frac{3}{2}kT}$; $\begin{cases} k = 1{,}38.10^{-16}\ \dfrac{\text{ergio}}{\text{K . molécula}} \\ k = \text{constante de Boltzman} \end{cases}$

La velocidad promedio de traslación molecular ($\bar{V}$) depende de la temperatura (T) y peso molecular ($\overline{M}$)

$$\boxed{\bar{V} = \sqrt{\frac{3RT}{M}}} \text{ en } \frac{cm}{s}. \text{ Donde: } R = 8{,}314.10\frac{\text{ergio}}{\text{mol . K}}$$

$R = K . N_A$ N_A: Número de Avogadro.

NOTA

Un gas real tiende a un comportamiento ideal a presiones bajas y temperaturas altas, porque a dichas condiciones las fuerzas intermoleculares tienden a cero.

VARIABLES DE ESTADO

El comportamiento de un gas es independiente de su composición química y se puede describir mediante tres parámetros de estado termodinámico que son: La presión, el volumen y la temperatura.

PRESIÓN (P)

Se debe al choque de las moléculas contras las paredes del recipiente que lo contiene. Se denomina presión manométrica, pero solo se considera a la presión absoluta resultado de agregarle la presión atmosférica (760 mmHg, 1 atm).

VOLUMEN (V)

El gas ocupa todo el volumen del recipiente, que lo contiene.

Unidad: L, mL, m^3.

Equivalencia: $\boxed{1L = 10^3 \text{ mL} = 10^{-3} \text{ m}^3 = 1 \text{ dm}^3}$



TEMPERATURA (T)

Es la medida de la energía cinética media (promedio) de las moléculas gaseosas.

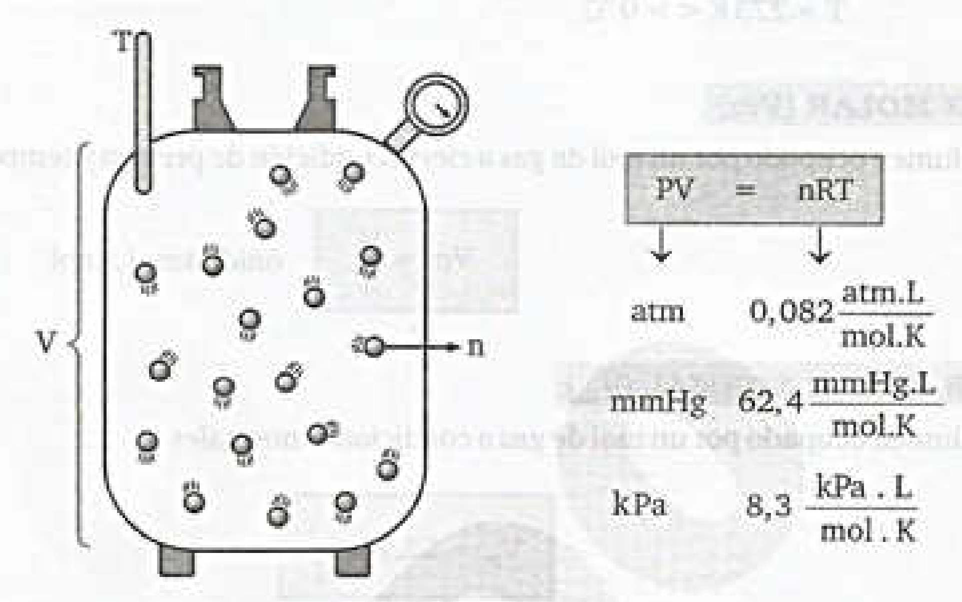
En las leyes del estado gaseoso sólo se consideran escalas absolutas en el sistema internacional se mide en grados Kelvin (K).

Relacionando las escalas:

$$\underbrace{\frac{°C}{5} = \frac{°F - 32}{9}}_{\text{Relativa}} = \underbrace{\frac{R - 492}{9} = \frac{K - 273}{5}}_{\text{Absoluta}}$$

ECUACIÓN UNIVERSAL DE LOS GASES IDEALES

También se le denomina ecuación de estado, relaciona matemáticamente las variables de estado (P, V y T) y la cantidad de gas (moles).



Donde:
P = Presión absoluta
V = Volumen
T = Temperatura absoluta: K = °C + 273
n = Número de moles del gas: $n = \frac{m}{M} = \frac{\#\text{partículas}}{N_A}$
R = Constante universal de los gases ideales
N_A = Número de Avogadro

Valores de R sólo dependen de las unidades de presión que se deben emplear.

$$R = 0{,}082\frac{\text{atm . L}}{\text{mol . K}} = 62{,}4\frac{\text{mmHg . L}}{\text{mol . K}} = 8{,}3\ \frac{\text{kPa . L}}{\text{mol . K}}$$

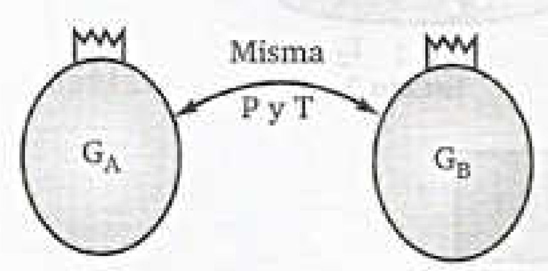
También: $P\overline{M} = DRT$

Donde:
D = Densidad del gas (g/L)
$\overline{M}$ = Masa molecular del gas.

CONCEPTOS IMPORTANTES

RELACIONES DE AVOGADRO

A las mismas condiciones de presión y temperatura: Las relaciones de volúmenes de dos gases son proporcionales a su número de moles.



GasA:
GasB:

$$\frac{\cancel{P_A}V_A}{\cancel{P_B}V_B} = \frac{\cancel{RT_A}n_A}{\cancel{RT_B}n_B} \rightarrow \frac{V_A}{V_B} = \frac{n_A}{n_B} \rightarrow \boxed{\frac{V_A}{n_A} = \frac{V_B}{n_B}}$$

En forma análoga: $\boxed{\frac{D_A}{M_A} = \frac{D_B}{M_B}}$

CONDICIONES NORMALES (C.N.)

Un gas se encuentra a condiciones normales (C.N.) cuando:

$$P = 1\text{atm} = 760\,\text{mmHg} = 101{,}3\ \text{kPa}$$
$$T = 273\ \text{K} <> 0\ °\text{C}$$

VOLUMEN MOLAR (Vm)

Es el volumen ocupado por un mol de gas a cierta condición de presión y temperatura.

$$Vm = \frac{V}{n}$$ unidades: L/mol

VOLUMEN MOLAR NORMAL (V_m)

Es el volumen ocupado por un mol de gas a condiciones normales.

$$V_m = 22{,}4\,\frac{L}{mol}$$

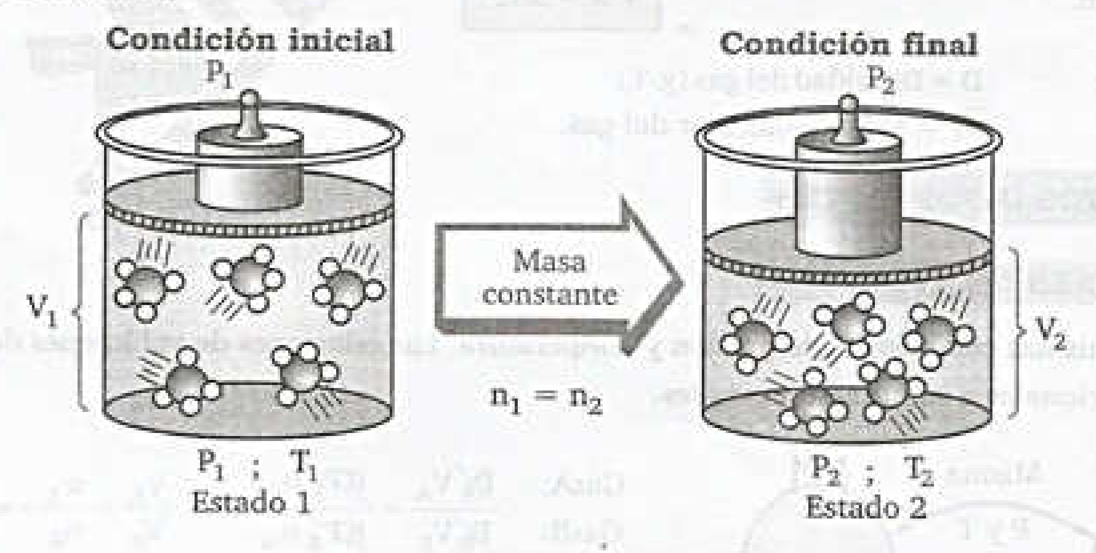


Entonces:

1 mol — ocupa → V = 22,4 L
1 mol — masa → $m = \overline{M}$ (g)
1 mol — contiene → $6{,}023 \cdot 10^{23}$ moléculas

ECUACIÓN GENERAL DE LOS GASES IDEALES

Las condiciones de un gas (P, V o T) en un momento dado pueden cambiar debido a que no son estáticas. La ecuación general relaciona los cambios que sufre una misma masa del gas (proceso isomásico), así tenemos:



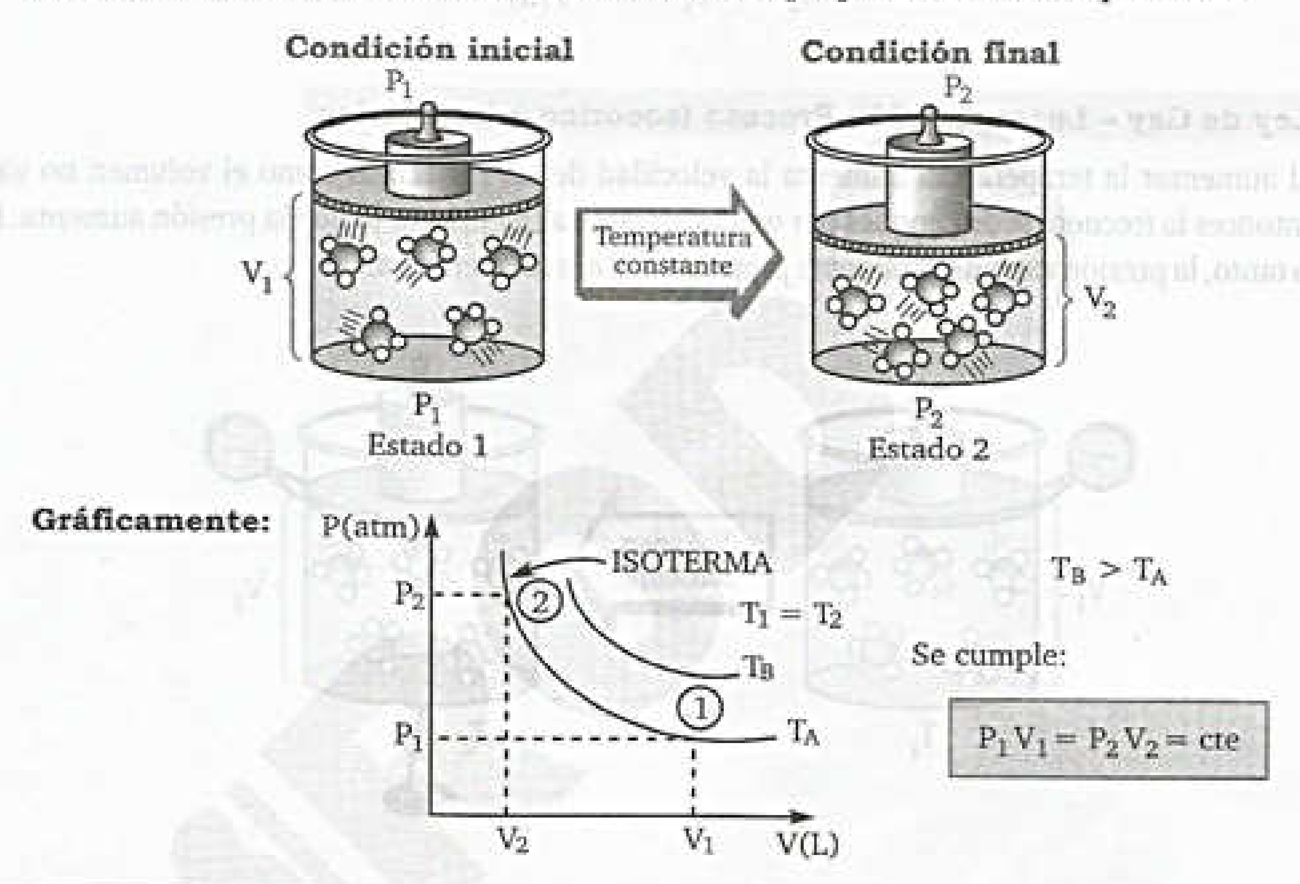
$$\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2} = \ldots = \text{Constante (k)}$$

PROCESOS RESTRINGIDOS

Son procesos isomásicos, donde una de las variables de estado permanece constante. Restringida, mientras que las otras dos varían.

• Ley de Robert Boyle (1662): proceso isotérmico

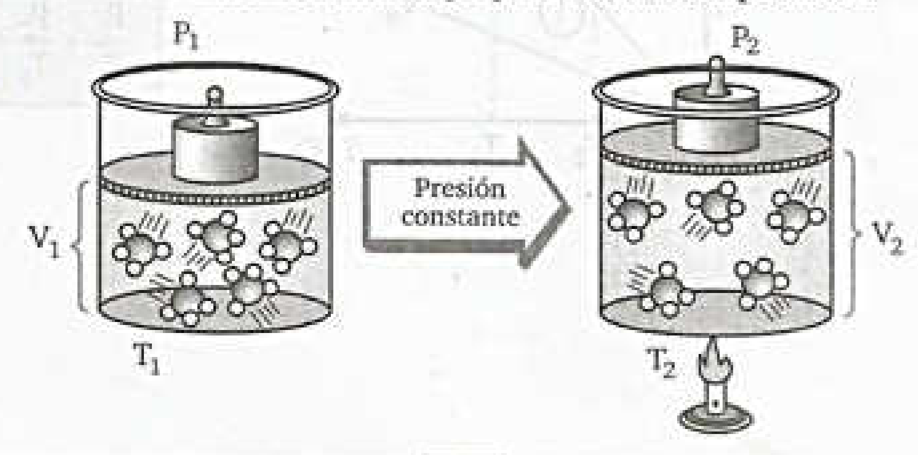
Al no variar la temperatura, la energía cinética de las moléculas no varía, pero al disminuir el volumen, la distancia recorrida para colisionar contra la pared del recipiente disminuye por lo tanto aumenta la frecuencia de choques moleculares por unidad de área, aumentando así la presión. **Por lo tanto el volumen varía inversamente proporcional a la temperatura.**



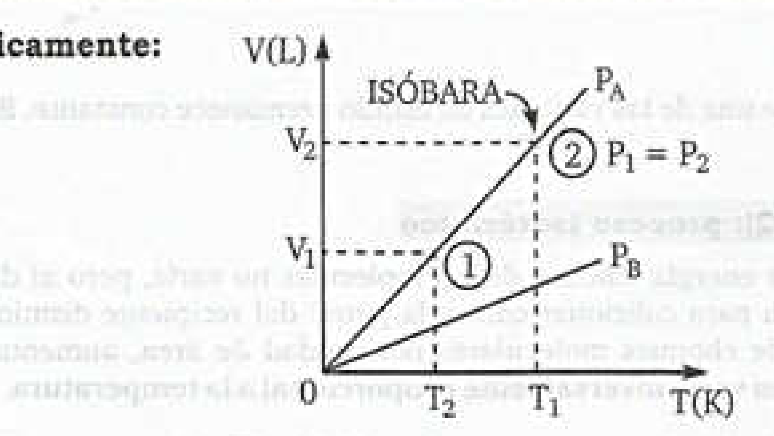
• Ley de Jacques Charles (1787): Proceso Isobárico

Al aumentar la temperatura, la energía de las moléculas aumenta, pero este aumento de velocidad de las moléculas se compensa con el aumento de espacio que debe recorrer para colisionar (al aumentar el volumen).

En conclusión el volumen varía directamente proporcional a la temperatura.



Gráficamente:



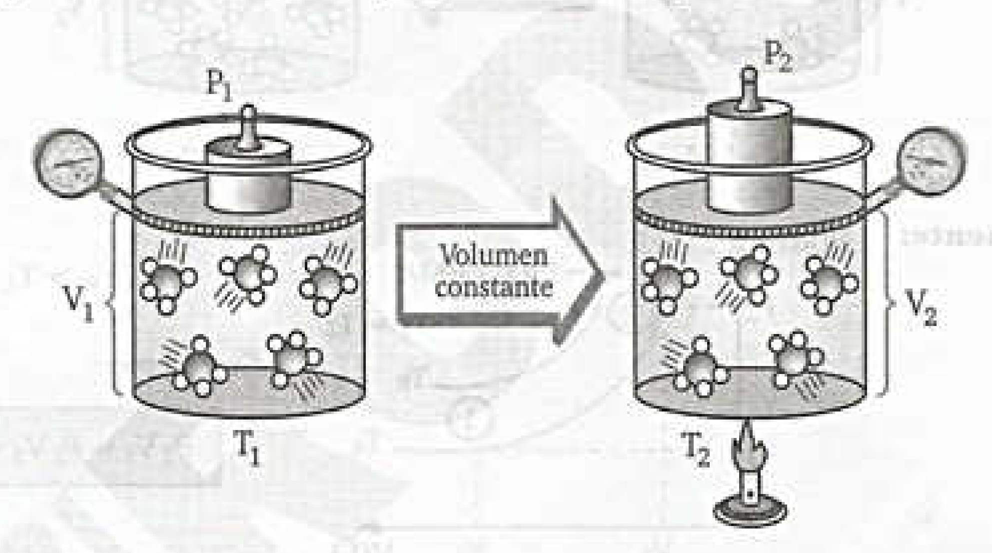
$P_B > P_A$

Se cumple:

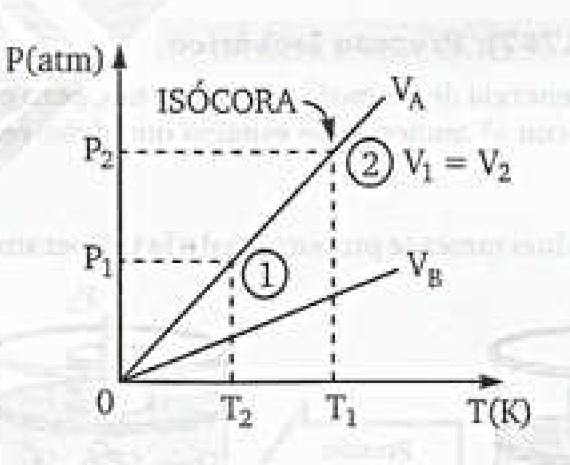
$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} = Cte$$

- **Ley de Gay – Lussac (1802): Proceso isocorico o isométrico**

Al aumentar la temperatura aumenta la velocidad de las moléculas como el volumen no varía entonces la frecuencia de choques por unidad de área aumenta por lo que la presión aumenta. Por lo tanto, la presión varía directamente proporcional a la temperatura.



Gráficamente:



$V_B > V_A$

Se cumple:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} = Cte$$

EJERCICIOS DE APLICACIÓN



1. Respecto al estado gaseoso, identifique las afirmaciones correctas:
   I. Los cuerpos en este estado poseen formas y volumen variables.
   II. Son predominantes las fuerzas de repulsión.
   III. Llenan siempre el recipiente que los contiene, el cual debe de estar cerrados.

   Rpta.: ....

2. Identifique la alternativa que no es una característica de los gases ideales:
   I) Poseen moléculas puntuales.
   II) Los choques moleculares son elásticos.
   III) No existen fuerzas de interacción molecular.
   IV) La energía cinética media depende sólo de la temperatura absoluta.
   V) Se pueden licuar.

   Rpta.: ....

3. Se tiene un recipiente de 4,1 litros conteniendo 64 gramos de gas oxígeno (O_2) el cual se encuentra a 27°C. Halle la presión en atmósferas que ejerce dicho gas.

   Rpta.: ....

4. Identifique la alternativa que contiene a la sustancia gaseosa que posee menor densidad si todas se encuentran a las misma condiciones de presión y temperatura:
   I) H_2 II) CO_2 III) NO_2
   IV) Cl_2 V) He

   Rpta.: ....

5. Halle la densidad (en g/L) del gas dióxido de carbono si esta se encuentra en condiciones normales.

   Rpta.: ....

6. La ley de Boyle se emplea para describir el comportamiento de los gases ideales que participan en un proceso:

   Rpta.: ....

7. Se tiene una muestra de gas hidrógeno en un recipiente de 120 litros ejerciendo una presión de 5 atmósferas. Si dicho gas se traslada a otro recipiente de 40 litros a la misma temperatura. ¿Cuál será la nueva presión que ejerce dicho gas?

   Rpta.: ....

8. Se tiene una muestra de gas propano C_3H_8 en un recipiente de 10 litros a 27°C. Halle el nuevo volumen (en litros) que ocupa dicho gas si se calienta hasta 327°C.

   Rpta.: ....

9. "A volumen constante la presión de un gas ideal es directamente proporcional a su temperatura absoluta". Esto corresponde al enunciado de la ley propuesta por:

   Rpta.: ....

10. Si tiene un gas en un recipiente de 20 litros, si se duplica su temperatura y se cuadriplica su presión absoluta. ¿Cuál será el nuevo volumen (en litros) que ocupa?

   Rpta.: ....

PROBLEMAS RESUELTOS

PROBLEMA 1 Generalmente, para comparar volúmenes de gases se seleccionan parámetros comunes de referencia, denominados condiciones normales (CN). Si el volumen que ocupan 2,62 gramos de un determinado gas, a CN, es 1,23 L, calcule la masa molecular (g/mol) de dicho gas. **ADMISIÓN UNMSM 2017 - II**

A) 46,90
B) 45,00
C) 43,50
D) 47,70
E) 45,20

Resolución: Para gases sometidos a condiciones normales (CN), se cumple:

$$\underbrace{1 \text{ mol (GAS)}}_{\overline{M}_{(GAS)}\ g} \xrightarrow{\text{ocupa}} 22{,}4 \text{ Litros}$$

Dato: $2{,}62 \text{ g} \longrightarrow 1{,}23 \text{ Litros}$

Despejando: $\overline{M}_{(GAS)} = \dfrac{22{,}4 \text{ Litros}}{1{,}23 \text{ Litros}} = 2{,}62$

$\overline{M}_{(GAS)} = 47{,}70 \text{ g/mol}$

$\therefore$ CLAVE:D

PROBLEMA 2 ¿Qué gas tiene mayor densidad en condiciones normales?
M.A: C = 12; O = 16; N = 14; Cl = 35,5

A) H_2
B) CO_2
C) NH_3
D) Cl_2
E) N_2O

Resolución: Como todos los gases se encuentran a las mismas condiciones de presión (P) y temperatura (T) entonces en la ecuación:

$$P\overline{M} = d R T$$

Despejando las constantes:

$$\frac{\overline{M}}{d} = \frac{RT}{P} \Rightarrow \boxed{\frac{\overline{M}}{d} = k}$$

Entonces se observa que mayor densidad se da a mayor masa molecular. Hallando para cada alternativa:

A) $\overline{M}_{H_2} = 2 \times 1 = 2$

B) $\overline{M}_{CO_2} = 12 + 2 \times 16 = 44$

C) $\overline{M}_{NH_3} = 14 + 3 \times 1 = 17$

D) $\overline{M}_{Cl_2} = 2 \times 35,5 = 71$

E) $\overline{M}_{N_2O} = 2 \times 14 + 16 = 44$

$\therefore$ CLAVE: D

PROBLEMA 3 ¿Qué presión en atmósferas ejerce 3 mol de CO_2 a 227ºC en un recipiente de 6L?

A) 17 atm B) 18,8 atm C) 20,5 atm
D) 19,5 tm E) 4,10 atm

Resolución: Según datos: P = ¿?

n = 3

T = 227°C + 273 = 500K

V = 6L

Para hallar volumen aplicamos:

$P \,.\, V = R \,.\, T \,.\, n$

Reemplazando: $P \times 6 = 0,082 \times 500 \times 3$

$P = 20,5$ atm

$\therefore$ CLAVE: C

PROBLEMA 4 Una muestra de 0,3 g de un gas a 147ºC, ocupa un volumen de 200 mL bajo una presión de 1 atm. ¿Cuál es el peso molecular del gas?

A) 48,55 g/mol B) 49,45 g/mol C) 51,66 g/mol
D) 50,75 g/mol E) 52,56 g/mol

Resolución: Se tienen los siguientes datos:

$m_{GAS} = 0,3$ g

T = 147ºC + 273 = 420 K

V = 200 mL ≅ 0,2 L

P = 1 atm

Nos piden: $\overline{M}_{GAS} = ¿?$

En la ecuación: $P \cdot V = \dfrac{m}{M} \cdot R \cdot T$

Reemplazando: $1 \times 0{,}2 = \dfrac{0{,}3}{\overline{M}_{GAS}} \times 0{,}082 \times 420$

$$\overline{M}_{GAS} = 51{,}66 \text{ g/mol}$$

$\therefore$ CLAVE: C

PROBLEMA 5 En un recipiente de 4 L se tiene H_2 a 127°C y 624 mmHg. Se deja escapar 0,08 g de gas a la misma temperatura. ¿Cuál es la presión del gas en el recipiente?

A) 374,4 mmHg B) 367,5 mmHg C) 274,4 mmHg
D) 380,5 mmHg E) 423,7 mmHg

Resolución: Al inicio se tiene los siguientes datos del gas:

$V = 4 L$
$P = 624 \text{ mmHg}$
$T = 127°C + 273 = 400 K$
$M_{H_2} = 2$

Hallando la masa de H_2 aplicando:

$$P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T \quad \text{...........}(\alpha)$$

Reemplazando: $624 \times 4 = \dfrac{m}{2} \times 62{,}4 \times 400$

$$m_{H_2} = 0{,}2 \text{ g}$$

Luego se deja escapar 0,08 g de Hidrógeno quedando en el recipiente:

$$0{,}2 - 0{,}08 = 0{,}12 \text{ g} = m_{H_2}$$

Hallando la nueva presión con (α) a la misma temperatura:

$$P_{H_2}^{②} \times 4 = \frac{0{,}12}{2} \times 62{,}4 \times 400$$

$$P_{H_2}^{②} = 374{,}4 \text{ mmHg}$$

$\therefore$ CLAVE: E

PROBLEMA 6 Un gas ideal ocupa un volumen de 5 L a 87°C y 36 atm. ¿Qué volumen ocupa a 127°C y 8 atm?

A) 1,3 L B) 1,45 L C) 2,03 L
D) 2,8 L E) 2,5 L

Resolución: Se tiene los datos:

INICIO	FINAL
$V_1 = 5\,L$	$V_2 = ¿?$
$P_1 = 3{,}6\,atm$	$P_2 = 8\,atm$
$T_1 = 87°C + 273 = 360\,K$	$T_2 = 127°C + 273 = 400K$

Para hallar el volumen pedido hacemos uso de la ecuación general:

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

Reemplazando: $$\frac{3{,}6 \times 5}{360} = \frac{8 \times V_2}{400}$$

$$V_2 = 2{,}5\,L$$

∴ CLAVE: E

PROBLEMA 7 La presión de un gas ideal aumenta 20% y su volumen disminuye 30%. ¿Qué sucede con la temperatura?

A) Disminuye en 16%
B) Aumenta en 16%
C) Disminuye en 32%
D) Aumenta en 18%
E) Disminuye en 25%

Resolución: Para el gas inicialmente se tiene:

$$P_1 \,;\, V_1 \,;\, T_1$$

Luego: $$P_2 = P_1 + \overbrace{\frac{20}{100} P_1}^{\text{aumenta}} = \frac{120}{100} P_1$$

$$V_2 = V_1 - \underbrace{\frac{30}{100} V_1}_{\text{disminuye}} = \frac{70}{100} V_1$$

$$T_2 = ¿?$$

En la ecuación general:

$$\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2}$$

Reemplazando: $$\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{\frac{120}{100}P_1 \cdot \frac{70}{100}V_1}{T_2}$$

$$T_2 = \frac{84}{100}T_1 = 0{,}84\ T_1$$

⇨ La temperatura (T_2) disminuye en 16%

∴ CLAVE: A

PROBLEMA 8 Una vasija abierta cuya temperatura es 27°C, se calienta a presión constante hasta 127°C. Calcular la fracción del peso de aire inicialmente contenida en la vasija que es expulsada.

A) 1/2 B) 1/4 C) 2/5
D) 3/8 E) 1/8

Resolución: Considerando volumen y presión constante en la ecuación:

$$P\,V = \frac{m}{M}R\,T$$

Despejando las constantes:

$$\boxed{K = \frac{P\,V\,\overline{M}}{R} = m\,T} \quad ⇨ \quad m\,T = K \ ....(\alpha)$$

Para: $T_1 = 27°C + 273 = 300\,K$ $T_2 = 127°C + 273 = 400\,K$

m_1 $m_2 = ¿?$

Reemplazando en (α):

$$m_1 \times 300 = m_2 \times 400 \quad ⇨ \quad \frac{3}{4}m_1 = m_2$$

La cantidad expulsada del aire es $1/4\ m_1$ es decir el 25% de la masa inicial.

∴ CLAVE: B

PROBLEMA 9 En un proceso isobárico, 2 g de oxígeno ocupan un volumen de 280 mL a 127°C. ¿Cuál será el volumen, en mL, cuando la temperatura desciende hasta 27°C?

A) 176 mL B) 250 mL C) 198 mL
D) 204 mL E) 210 mL

Resolución: En un proceso isobárico la masa del gas permanece constante además de la presión, entonces:

$V_1 = 280$ mL $V_2 = ¿?$

$T_1 = 127°C + 273 = 400$ K $T_2 = 27°C + 273 = 300$ K

Aplicando: $$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

Reemplazando: $$\frac{\overset{70}{\cancel{280}}\ \text{mL}}{\cancel{4}00\ \text{K}} = \frac{V_2}{3\,00\text{K}} \Rightarrow V_2 = 210\ \text{mL}$$

∴ CLAVE: E

PROBLEMA 10 En un proceso isócoro al aumentar la temperatura en 650°C la presión se triplica. Hallar la temperatura inicial en °C.

A) 50° B) 72° C) 52°
D) 62° E) 55°

Resolución: Según la ley de Gay Lussac (proceso isócoro) volumen constante.

Al inicio: P_1

$T_1 = ¿?$

Luego: $P_2 = 3P_1$

$T_2 = (T_1 + 650)°C$

Para hallar T_1 se aplica:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

Reemplazando:



$$\frac{\cancel{P_1}}{T_1+273}=\frac{3\cancel{P_1}}{T_1+650+273}$$

$$T_1+923=3(T_1+273)$$

$$T_1+923=3T_1+\underbrace{3\times 273}$$

$$T_1+923=3T_1+\ 819$$

$$\underbrace{923-819}=3T_1-T_1$$

$$104\ =2T_1$$

$$T_1=52°C$$

$\therefore$ CLAVE: C

PROBLEMA 11 Un balón contiene nitrógeno a 27°C y a presión de 1800 mmHg. Si se requiere incrementar la presión en un 50%, determinar la nueva temperatura del gas en °C.

A) 152 B) 189 C) 163
D) 177 E) 450

Resolución: Según la ley de Gay Lussac (proceso isócoro) volumen constante.

Al inicio: $T_1=27°C+273=300\,K$

$P_1=1800\,mmHg$

Luego: $T_2=¿?$

$$P_2=P_1+\frac{50}{100}P_1=\frac{150}{100}P_1=\frac{3}{2}P_1$$

Como el volumen es constante, entonces se usa la ecuación:

$$\frac{P_1}{T_1}=\frac{P_2}{T_2}$$

Reemplazando: $\dfrac{\cancel{P_1}}{300}=\dfrac{\frac{3}{2}\cancel{P_1}}{T_2}$

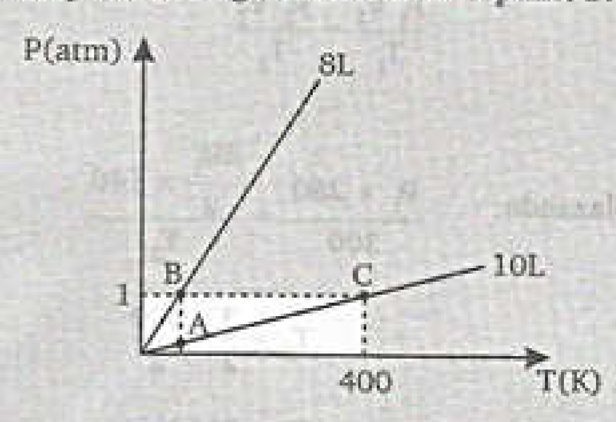
$$T_2=300\times\frac{3}{2}=450\,K$$

➩ Llevando T_2 a °C: $450 - 273 = 177°C$

$$T_2 = 177°C$$

∴ CLAVE: D

PROBLEMA 12 Calcular la temperatura en grados Kelvin en el punto B:



A) 287 K
B) 290 K
C) 301 K
D) 320 K
E) 330 K

Resolución: En los puntos "B" y "C" la presión es constante e igual a 1 atm. Se cumple la ley de Charles, entonces:

$$\frac{V_B}{T_B} = \frac{V_C}{T_C}$$

Reemplazando: $\frac{8}{T_B} = \frac{10}{400}$ ➩ $T_B = 320\ K$

∴ CLAVE: D

PROBLEMA 13 Un gas ideal a 27°C y 750 mmHg ocupa un volumen de 280 L. Si la presión es aumentada en un 50%. ¿En cuántos grados celcius habrá de disminuir la temperatura para que el volumen final sea 140 L.

A) 75
B) 65
C) 79,3
D) 81
E) 83

Resolución: Según datos iniciales:

$$T_1 = 27°C + 273 = 300K$$
$$P_1 = 750\ mmHg$$
$$V_1 = 280\ L$$

Luego al final: $T_2 = ¿?$

$$P_2 = P_1 + \frac{50}{100}P_1 = \frac{3P_1}{2}$$

$$V_2 = 140\,L$$

Aplicando la ecuación general:

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

Reemplazando: $$\frac{P_1 \times 280}{300} = \frac{\frac{3P_1}{2} \times 140}{T_2}$$

$$T_2 = \frac{3}{2} \times \frac{300}{2}$$

$$T_2 = 225\text{ K}$$

Para mantener el gas a estas condiciones, habrá que disminuir:

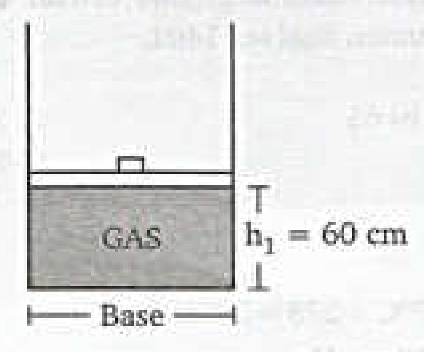
$$300 - 225 = 75°C$$

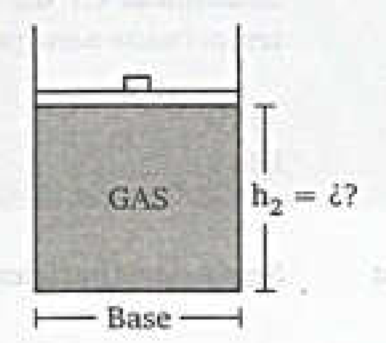
$\therefore$ CLAVE: A

PROBLEMA 14 En un pistón cilíndrico de acero provisto de un émbolo se tiene un gas a 7°C que alcanza una altura de 60 cm. Si el pistón se somete a calentamiento aumentando su temperatura en 280°C. ¿Cuál es el desplazamiento que sufre el émbolo?

A) 45 cm B) 50 cm C) 60 cm
D) 66 cm E) 72 cm

Resolución:





$T_1 = 7°C + 273 = 280\text{ K}$

$T_2 = \underbrace{T_1} + 280$

$T_2 = 180 + 280 = 560\text{ K}$

$V_1 = \text{Base} \times h_1$

$V_2 = \text{Base} \times h_2$

Se supone que la presión del gas permanece constante, se cumple:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \Rightarrow \frac{\text{Base} \times h_1}{T_1} = \frac{\text{Base} \times h_2}{T_2}$$

Reemplazando: $\frac{\text{Base} \times 60}{280} = \frac{\text{Base} \times h_2}{560} \Rightarrow h_2 = 60 \times 2 = 120 \text{ cm}$

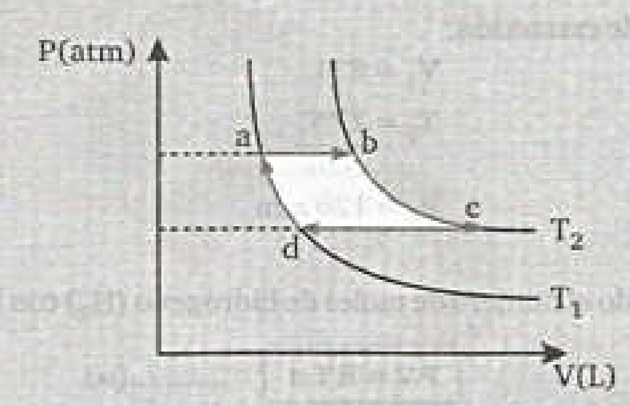
El émbolo se desplaza:

$$120 - 60 = 60 \text{ cm}$$

∴ CLAVE: C

PROBLEMA 15 Respecto a un gas inicial que sigue el siguiente proceso. Señale cuántas son incorrectas:





I. a → b : expansión isobárica
II. b → c : enfriamiento isocoro
III. c → d : enfriamiento isobárico
IV. d → a : compresión isotérmica

A) Sólo I B) Sólo II C) I y II
D) Sólo IV E) I, II, III

Resolución:

I. a → b : Observando la gráfica entre ambos puntos la presión es constante. Proceso isobárico donde el volumen en "b" es mayor que "a" (expansión)
CORRECTO

II. b → c : Proceso isotérmico; aumento de volumen debido a la disminución de presión (Temperatura constante)
INCORRECTO

III. c → d : Proceso isobárico. (Presión constante). Disminución de temperatura de T_2 a T_1 (enfriamiento)
CORRECTO

IV. d → a : Se cumple la Ley de Boyle (Proceso isotérmico) Se produce aumento de presión (compresión) $P_d < P_a$
CORRECTO

∴ CLAVE: B

PROBLEMA 16 Un cilindro de acero de 82 L de capacidad contiene H_2 a una presión de 120 atm y 27°C, después de extraer cierta cantidad de gas, la presión es de 90 atm a la misma temperatura. ¿Cuántos litros de hidrógeno a condiciones normales se han extraído?

A) 1890 L B) 1945 L C) 2025 L
D) 2136 L E) 2240 L

Resolución: Datos de extracción:

$$V_1 = 82\,L$$
$$T_1 = \underbrace{27°C}_{300\,K}$$
$$P_1 = 120\,atm$$

Hallando el número de moles de hidrógeno (H_2) con la ecuación:

$$\boxed{PV = RTn} \quad ....(\alpha)$$

Reemplazando: $120 \times 82 = 0{,}082 \times 300 \times n_{H_2}$

$$n_{H_2} = 400$$

Luego se extraen cierta cantidad "x" a temperatura constante y $P_2 = 90$ atm, además el cilindro es de volumen constante.

En (α) reemplazando:

$$90 \times 82 = \left(n_{H_2} - x\right) 0{,}082 \times 300$$

$$\frac{90 \times 82}{0{,}082 \times 300} = (400 - x)$$

$$300 = 400 - x$$

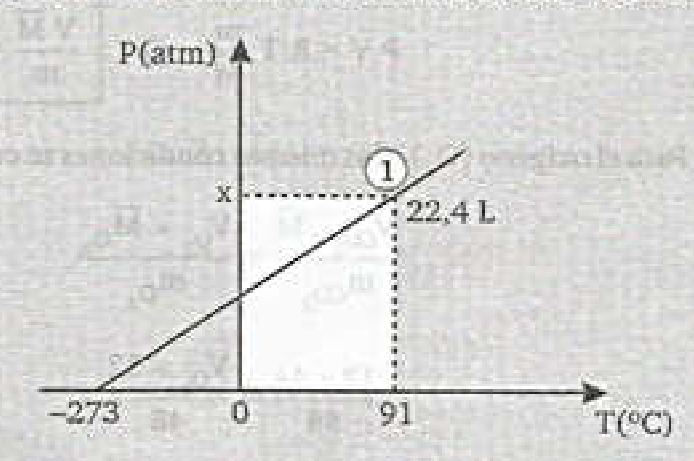
$$\Rightarrow x = 100 = n_{H_2} \text{ extraídos}$$

El volumen de hidrógeno (H_2) extraído a condiciones normales es:

$$100 \times 22{,}4\,L = 2240\,L$$

∴ CLAVE: E

PROBLEMA 17 Una mol de gas ideal experimenta el siguiente proceso isócoro.



Hallar el valor de "x":

A) 1,19 B) 1,85 C) 1,22
D) 1,31 E) 1,33

Resolución: Para el punto (1) del gráfico se obtienen los siguientes datos:

$n = 1$ mol-g

$T = 91°C + 273 = 364\ K$

$V = 22{,}4\ L$

Hallando la presión en $P_1 = x$, aplicando:

$$P \cdot V = R \cdot T \cdot n$$
$$x \cdot 22{,}4 = 0{,}082 \times 364 \times 1$$
$$x = P = 1{,}3325\ atm$$

$\therefore$ CLAVE: E

PROBLEMA 18 88 g de CO_2 en ciertas condiciones ocupan el volumen de 12 litros entonces 48 g de oxígeno en las mismas condiciones ocupa el volumen de:
M.A: C = 12; O = 16

A) 9 L B) 11 L C) 12 L
D) 10 L E) 8 L

Resolución: Se tienen los siguientes datos:

$m_{CO_2} = 88g$, $V = 12L$ } a Presión (P) y Temperatura (T) constante

De la ecuación universal:

$$P\,V = R\,T\,\frac{m}{\overline{M}} \quad \Rightarrow \quad \boxed{\frac{V\,\overline{M}}{m} = \frac{R\,T}{P} = K}$$

Para el oxígeno (O_2) a las mismas condiciones se cumple:

$$\frac{V_{CO_2}\cdot \overline{M}}{m_{CO_2}} = \frac{V_{O_2} \times \overline{M}_{O_2}}{m_{O_2}}$$



$$\frac{12 \times 44}{88} = \frac{V_{O_2} \times 32}{48}$$

$$V_{O_2} = \frac{12 \times 44 \times 48}{88 \times 32} \Rightarrow V_{O_2} = 9\ L$$

∴ CLAVE: A

PROBLEMA 19 La diferencia entre las densidades de SO_3 y C_3H_8 es 0,9 g/L a ciertas condiciones de presión y temperatura. Hallar la densidad de C_3H_8 en g/L.
M.A: S = 32; O = 16; C = 12

A) 0,9 g/L B) 1,1 g/L C) 1,6 g/L
D) 2,1 g/L E) 2,5 g/L

Resolución: Según datos: $d_{SO_3} - d_{C_3H_8} = 0{,}9$ ....(α)

A presión (P) y temperatura (T) constante en:

$$P\,\overline{M} = d\,R\,T \quad \Rightarrow \quad \boxed{\frac{\overline{M}}{d} = \frac{R\,T}{P}}$$

Para ambos gases se tiene:

$$\boxed{\frac{\overline{M}_{SO_3}}{d_{SO_3}} = \frac{\overline{M}_{C_3H_8}}{d_{C_3H_8}}}$$

Donde:

$M_{SO_3} = 32 + 16 \times 3 = 80$

$M_{C_3H_8} = 12 \times 3 + 8 \times 1 = 44$

Reemplazando: $\frac{80}{d_{SO_3}} = \frac{44}{d_{C_3H_8}}$

$$\frac{80}{44} d_{C_3H_8} = d_{SO_3} \quad ....(b)$$

Reemplazando (β) en (α):

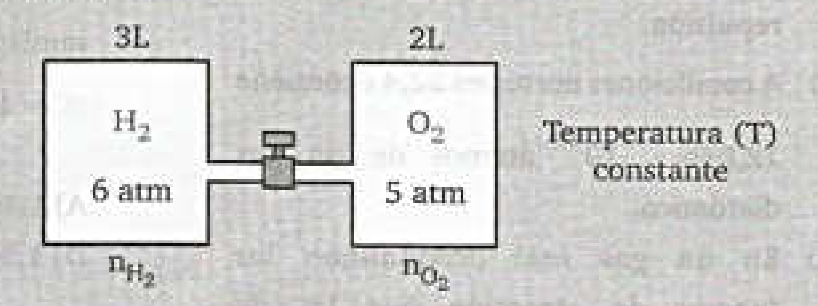
$$\frac{80}{44}d_{C_3H_8} - d_{C_3H_8} = 0{,}9$$

$$d_{C_3H_8}\frac{(80-44)}{44} = 0{,}9$$

$$d_{C_3H_8} = \frac{44 \times 0{,}9}{36} \Rightarrow d_{C_3H_8} = 1{,}11\ g/L$$

∴ CLAVE: B

PROBLEMA 20 Determinar la presión que ejercerá la siguiente mezcla gaseosa al abrir la llave a temperatura constante.



Determinar la presión que ejercerá la siguiente mezcla gaseosa al abrir la llave a temperatura constante.

A) 3,5 atm B) 4,7 atm C) 5,2 atm
D) 5,6 atm E) 6,4 atm

Resolución: Al abrir la llave ambos gases se mezclan, se cumple:

$$\underbrace{n_{H_2}} + \underbrace{n_{O_2}} = n_{TOTAL}$$

$$\frac{P_{H_2} \times V_{H_2}}{\cancel{R \times T}} + \frac{P_{O_2} \times V_{O_2}}{\cancel{R \times T}} = \frac{P_T \times V_T}{\cancel{R \times T}}$$

Nos queda: $\boxed{P_{H_2} \times V_{H_2} + P_{O_2} \times V_{O_2} = P_T \times V_T}$

Reemplazando: $6 \times 3 + 5 \times 2 = P_T \times (3+2)$

$$10 + 10 = P_T \times 5$$

$$28 = 5P_T \Rightarrow P_T = \frac{28}{5} = 5{,}6\ atm$$

∴ CLAVE: D

PROBLEMAS PROPUESTOS

1. Respecto a los gases, indicar la aseveración incorrecta:

A) Los gases reales tienen a comportarse como gases ideales a altas temperaturas y bajas presiones.
B) De acuerdo a la teoría cinética de los gases, las moléculas de los gases carecen de fuerzas de atracción y de repulsión.
C) A condiciones normales 22,4 ℓ contiene 12,046 . 10^{23} átomos de un gas diatómico.
D) En un gas real predominan las fuerzas de atracción que las de repulsión.
E) Los parámetros de estado de un gas ideal son P, V, T y n.

2. ¿Cuántos átomos de nitrógeno existen en un balón que contiene 500 ml de este gas a una presión de 3 atm y 27°C de temperatura (No = número de avogrado)

A) 0,3 No B) 0,30 No C) 0,35 No
D) 0,12 No E) 0,06 No

3. 88g de CO_2 ($\overline{M} = 44$) en ciertas condiciones ocupan el volumen de 12 litros entonces 48 g de oxígeno en las mismas condiciones ocupa el volumen de: (M.A: O = 16)

A) 6 ℓ B) 7 ℓ C) 8 ℓ
D) 9 ℓ E) 10 ℓ

4. Un gas a 30°C y 606 mmHg ocupa 5 ℓ. ¿Cuál será el volumen ocupado por este gas a C.N.?

A) 1,8 ℓ B) 3,6 ℓ C) 2,1 ℓ
D) 8 ℓ E) 3 ℓ

5. Determinar la densidad de C_2H_6 a 720 mmHg y 27°C en (g/ℓ)
(C = 12; H = 1)

A) 1,15 B) 1,35 C) 1,4
D) 1,55 E) 1,6

6. Se tiene un recipiente metálico abierto a 1 atmósferas y 27°C. Determine que porcentaje de aire se escapa del recipiente si se calienta hasta 177°C.

A) 25% B) 75% C) 80%
D) 60% E) 33%

7. Cierta masa de un gas ideal ocupa 10 litros, ejerciendo una presión de 760 mmHg a 27°C. Si al quintuplicar la presión, el volumen disminuye a la décima parte del valor inicial. ¿Qué sucede con la temperatura?

A) Disminuye 300 K
B) No varía
C) Aumenta 300 K
D) Disminuye 150 K
E) Aumenta 150 K

8. De las propiedades:

I. Ocupan un volumen determinado según la masa que ocupa.

II. Se difunde en espacios libres o utilizando a otras sustancias del medio.

III. Presentan un ordenamiento molecular formando estructuras cristalinas.

IV. Pueden ser comprimidos hasta provocar un cambio de estado de agregación.

¿Cuáles corresponden a los gases?

A) I, II, III B) I, II, IV C) II, III, IV
D) II, IV E) Sólo IV

9. Cuando la presión absoluta de un gas ideal se triplica, el volumen se reduce en 2/5 de su valor inicial. Si la temperatura relativa inicial se duplica. Hallar su valor en °C.

A) 273° B) 546° C) 1 092°
D) 127° E) 2 033°

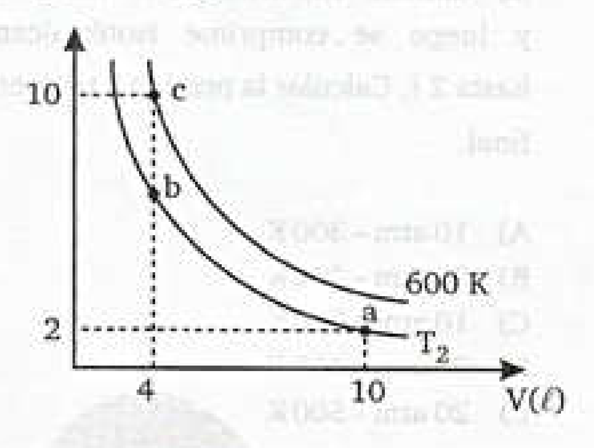
10. A 27°C y 6 atm la densidad de un gas es 1,5 g/ℓ. ¿A cuántos °C la densidad es 4,5 g/ℓ si la presión es 9 atm?

A) 150° B) –123° C) 123°
D) –203° E) 126°

11. Un globo esférico es inflado hasta un volumen de 2 ℓ con helio, a una temperatura de 127°C. Si la masa de gas contenida fue de 20 g; determine la presión en atmósferas que soporta el globo.
(M.A: He = 4)

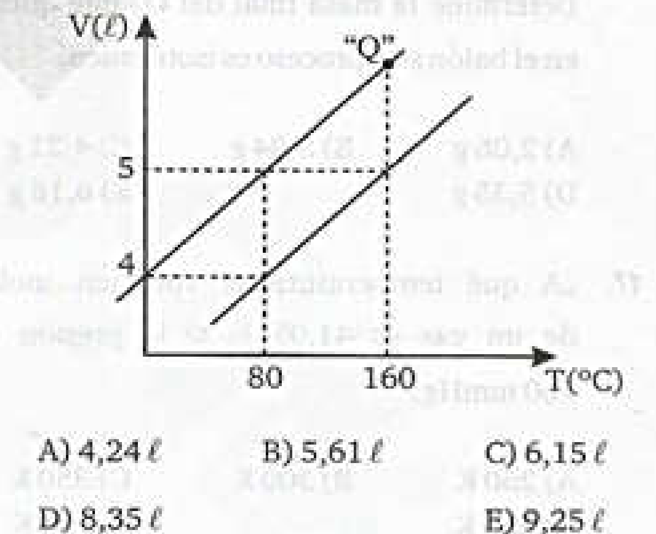
A) 20 atm B) 8,2 C) 5
D) 82 E) 2

12. En el siguiente diagrama (P.V.) Calcule la temperatura T_2.



A) 200 K B) 300 K C) 400 K
D) 500 K E) 100 K

13. Determinar el volumen de cierto gas en el punto "Q" a partir de la gráfica dada a continuación.



A) 4,24 ℓ B) 5,61 ℓ C) 6,15 ℓ
D) 8,35 ℓ E) 9,25 ℓ

14. Un balón de gas propano (C_3H_8) puede soportar una presión máxima de 82 atm. Si contiene un promedio de 299 mol-g y su volumen es de 200 ℓ. Hasta que temperatura, en °C, se puede calentar sin que explote.

A) 727°C B) 395°C C) 400°C
D) 127°C E) 227°C

15. Se tiene 6 ℓ de un gas ideal a 27ºC y 2 atm. Se calienta isocóricamente hasta 227ºC y luego se comprime isotérmicamente hasta 2 ℓ. Calcular la presión y temperatura final.

A) 10 atm – 300 K
B) 25 atm – 300 K
C) 10 atm – 500 K
D) 25 atm – 400 K
E) 20 atm – 500 K

16. En un balón de acero de dos litros de capacidad se tiene O_2 a 27ºC y 2 atm de presión. Por un agujero se deja escapar este gas a razón de 0,36 ℓ/min. medidos a condiciones normales durante 2,5 minutos. Determine la masa final del O_2 que queda en el balón si el proceso es isotérmico.

A) 2,06 g B) 3,84 g C) 4,21 g
D) 5,35 g E) 6,18 g

17. ¿A qué temperatura el volumen molar de un gas es 41,05 ℓ, si la presión es 760 mmHg?

A) 260 K B) 300 K C) 350 K
D) 400 K E) 500 K

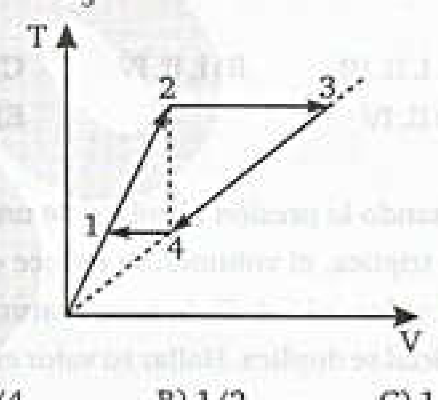
18. ¿A qué temperatura se hace "n" veces mayor el volumen de una masa de gas cuya presión es constante y cuya temperatura inicial es 0ºC? (Dar la respuesta en grados celcius)

A) (n + 1) . 273
B) (n – 1) . 273
C) n . 273
D) (n + 2) . 273
E) (1 – n) . 273

19. Calcular la presión en mmHg que ejerce 132 g de anhídrido carbónico a 127ºC en un recipiente 156 ml.

A) $4,8 . 10^3$ B) $4,8 . 10^5$ C) $4,0 . 10^4$
D) $4,8 . 10^6$ E) $1,6 . 10^7$

20. El esquema dado representa el ciclo que realiza un gas ideal. Si: $V_3 = 4V_1$. Calcule el valor de: $\frac{P_1}{P_3}$



A) 1/4 B) 1/2 C) 1
D) 2 E) 4

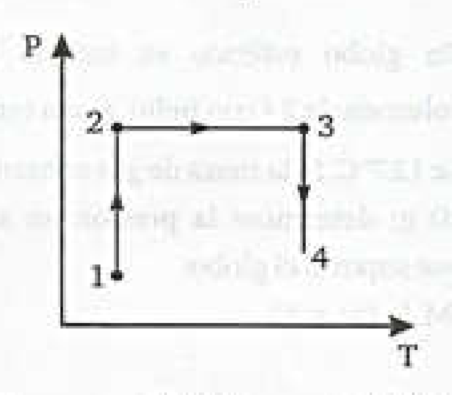
21. 4 ℓ de gas realiza el proceso:

$1 \rightarrow 2 \rightarrow 3 \rightarrow 4$

tal como se muestra en el diagrama, iniciándolo a condiciones normales.

Hallar el volumen en 3, si: $\frac{T_4}{T_2} = 1,5$

$P_1 = 1$ atm $P_2 = 2$ atm
$T_1 = 273$ K $V_1 = 4$ ℓ



A) 2 ℓ B) 3 ℓ C) 6 ℓ
D) 8 ℓ E) 10 ℓ

22. Indicar verdadero (V) o falso (F) según corresponde:

I. La presión de un gas es consecuencia de la colisión entre moléculas con movimiento caótico.
II. La presión y la temperatura son variables de estado de un gas.
III. El volumen no es una variable de estado de un gas pues estos no tienen volumen propio.
IV. Las variables de estado de un gas se hallan relacionadas en las llamadas ecuaciones de estado.

A) VVVV B) FVVV C) FVFF
D) FVFV E) VVFF

23. Si en un sistema la presión absoluta de un gas se duplica. La temperatura absoluta aumenta en un 20%. ¿En qué porcentaje habrá variado su volumen?

A) 20% B) 30% C) 40%
D) 50% E) 60%

24. Al disminuir el volumen de un gas en un 20% y al aumentar su temperatura en 60% la presión absoluta aumentará en:

A) 150% B) 20% C) 120%
D) 100% E) 80%

25. Isotérmicamente un gas de 12 L y 3 atm, se reduce a 3 L. Isométricamente disminuye su presión a 10 atm y su temperatura a 327°C. Calcular la temperatura inicial relativa.

A) 557K B) 720K C) 720°C
D) 447°C E) 447K

26. Se tiene 800 ml de amoníaco gaseoso a 127°C y 1248 mmHg. ¿Cuántos átomos existe en dicho volumen de gas?

A) $9,6 \cdot 10^{22}$ B) $8,5 \cdot 10^{25}$
C) $6,0 \cdot 10^{23}$
D) $5,8 \cdot 10^{24}$ E) $8,7 \cdot 10^{25}$

27. Un gas desconocido ocupa un volumen de 30 ℓ y ejerce una presión de 8,2 atm a una temperatura de 27°C. Si dicho gas se lleva a condiciones normales. ¿Cuál será el nuevo volumen a estas condiciones?

A) 22,4 ℓ B) 44,8 ℓ C) 112 ℓ
D) 224 ℓ E) 250 ℓ

28. La densidad de amoníaco (NH_3) a 227°C y a una atmósfera de presión es 0,4 g/L. Calcular su densidad, en g/L, si se modifican las condiciones a 0,5 atm y 127°C.

A) 1,20 B) 0,80 C) 0,25
D) 0,65 E) 1,75

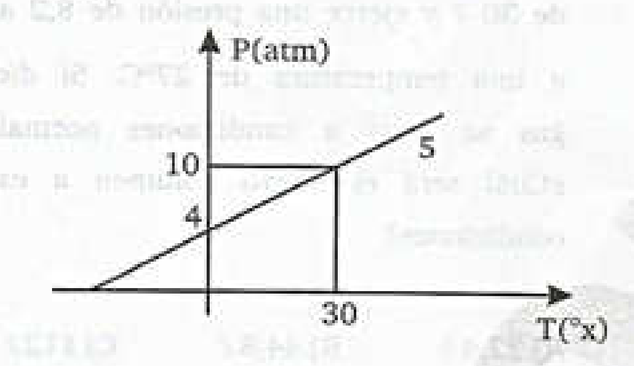
29. Indique la pareja incorrecta:

A) Proceso – reunión de estados
B) Gay Lussac – proceso isócoro
C) Boyle – proceso isométrico
D) Charles – proceso isobárico
E) Gay Lussac – proceso no isobárico

30. Si se tiene propano (C_3H_8) sometido a una presión de 4, 1 atm y a una temperatura de 57°C. Hallar la densidad de dicho gas.

A) 6,66 g/L B) 3.33 g/L C) 3,33 g/L
D) 1,50 g/L E) 0,82 g/L

31. El siguiente gráfico describe el comportamiento de un gas ideal. Hallar el cero absoluto medido en dicha escala



A) -8,5 B) 0 C) –273
D) 4 E) –20

32. Un globo aerostático contiene 3,33 . 10^5 moles de helio y tiene un volumen de 8,2 10^6 L a 1,0 atm. calcule la temperatura del helio en el globo en °C?
Dato: R = 0,082 L . atm/mol . K

A) 30 B) 27 C) 25
D) 32 E) 22

33. Determine la densidad del O_2 en g/L a 2,05 atm y 47°C?
Dato: Masa atómica: O = 16

A) 20 B) 10 C) 12,5
D) 2,0 E) 2,5

34. ¿Cuál es la masa de 624 L de gas butano (C_4H_{10}) que se encuentra a una temperatura de 27°C y a una presión de 900 mmHg?

A) 400 g B) 870 g C) 1 740 g
D) 2 000 g E) 2 500 g

35. Si la masa de un gas de 112 g, ocupa un volumen de 164 L a 727°C y 2 atm. ¿Cuál es el peso molecular de este gas?

A) 112 B) 56 C) 28
D) 17 E) 12

36. Sobre los gases lo incorrecto es :

A) Tiene movimiento aleatorio y constante.
B) Para pasar a la fase sólida no necesariamente es por la fase líquida.
C) La ley de Boyle considera que la presión y el volumen son inversamente proporcionales para una misma masa gaseosa a temperatura constante.
D) En una mezcla gaseosa cada gas ejerce su propia presión independientemente de su naturaleza.
E) El peso molecular del aire (78% N_2 y 21% O_2) es 30.

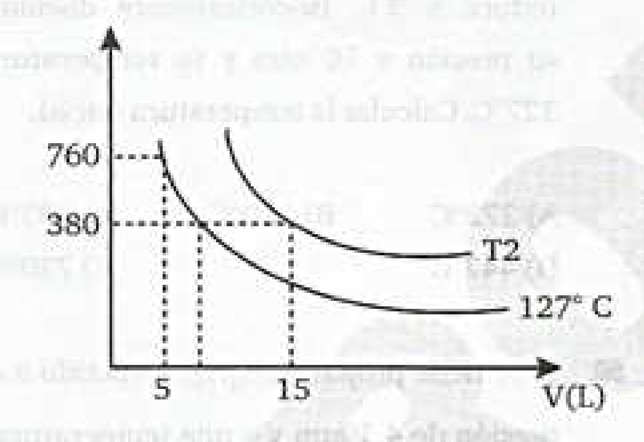
37. Se calienta un gas desde 27°C hasta 87°C. ¿En que porcentaje debería aumentar su presión para que su volumen no varíe?

A) 10% B) 20% C) 30%
D) 40% E) 50%

38. ¿Qué gas ocupa mayor volumen si todos están a la misma presión y temperatura?
(M.A: C = 12; S = 32; O = 16)

A) 10 g de CH_4
B) 50 g de SO_3
C) 20 g de CO
D) 33 g de C_3H_8
E) 15 g de C_2H_6

39. En el siguiente, determinar "T2".



A) 650 K B) 230° C C) 327° C
D) 320 K E) 540 K

40. Un gas ideal se encuentra a una presión de 2 atm y a 27°C, mediante un proceso isócoro la presión aumenta a 4 atm, luego mediante un proceso isobárico el volumen se lleva a 10 L, a una temperatura de 477°C. Determine la variación del volumen respecto del valor inicial.

A) 2 B) 4 C) 6
D) 8 E) 10

41. Se tiene un recipiente cerrado a 7 atm y 17° C. Si se empieza a calentar el gas hasta que su presión absoluta se duplica. ¿Cuál es la temperatura final?

A) 540 K B) 480 K C) 387° K
D) 420° C E) 307 ° C

42. El aire tiene una densidad de 1,29 g/L en condiciones normales. Calcule la densidad del aire en un lugar donde la presión es 450 mmHg y la temperatura 17°C.

A) 0,72 g/L B) 3,6 g/L C) 2 g/L
D) 0,36 g/L E) 2,4 g/L

43. Una muestra de 0,3 g de un líquido fue vaporizado a 147°C. El vapor ocupo un volumen de 200 mL bajo una presión de 1atm. ¿Cuál es el peso molecular de las sustancia líquida?

A) 32,6 B) 51,7 C) 42,5
D) 50,2 E) 34,5

44. Un vasija cerrada y sellada contiene gas nitrógeno, si la vasija es calentado a 300°C y la presión interior no debe exceder de 1 atm. Hallar la presión máxima a la cual puede ser llenada la vasija a 25°C.

A) 0,52 atm B) 0,32 atm C) 0,4 atm
D) 0,35 atm E) 1 atm

45. La densidad de un gas a C.N. en 1,52 g/L la fórmula del gas es H_2X. ¿Cuál es el peso atómico de elementos "X"?

A) 20　B) 40　C) 32
D) 60　E) 52

46. En un recipiente se tiene un gas cuya fórmula es XO_3, sabiendo que su densidad es 4 g/L y se encuentra a 127°C y 1248 mmHg de presión. Hallar el peso atómico de X.

A) 16　B) 40　C) 32
D) 39　E) 35,5

47. Un recipiente de 8,2 L contiene gas oxígeno a 27°C y 3 atm se traslada a otro recipiente de 2,98 L a 25°C alcanzando una presión de 4,1 atm. ¿Qué masa de gas se perdió durante el traslado?

A) 32 g　B) 16 g　C) 40 g
D) 20 g　E) 25 g

48. Marque las proposiciones correctas sobre los gases.

I. Se difunden a mayor velocidad que los líquidos.
II. Ejercen igual presión en las paredes del recipiente que lo contiene.
III. La presión absoluta es directamente proporcional al volumen.

A) Sólo I　B) Sólo III　C) I y II
D) I y II　E) Sólo II

49. Isotérmicamente un gas de 12 L y 3 atm, se reduce a 3 L. Isocóricamente disminuye su presión a 10 atm y su temperatura a 327°C. Calcular la temperatura inicial.

A) 273°C　B) 120°C　C) 237°C
D) 447°C　E) 720°C

50. Si se tiene propano (C_3H_8) sometido a una presión de 4,1 atm y a una temperatura de 57°C. Hallar la densidad de dicho gas.

A) 3,3　B) 4,5　C) 6,6
D) 1,2　E) 5,0







Mezclas de Gases

OBJETIVOS

- Conocer las propiedades y características de las mezclas gaseosas y las leyes que rigen a ellas.
- Identificar un gas húmedo y la presión de vapor del agua a cierta temperatura.

ROBERT BOYLE, (Lisemore, actual Irlanda, 1 627 – Londres, 1 691) Químico inglés, nacido en Irlanda. Pionero de la experimentación en el campo de la química, en particular en lo que respecta a las propiedades de los gases, los razonamientos de Robert Boyle sobre el comportamiento de la materia a nivel corpuscular fueron los precursores de la moderna teoría de los elementos químicos. Fue también uno de los miembros fundadores de la Royal Society de Londres.

Nacido en el seno de su familia de la nobleza, Robert Boyle estudió en los mejores colegios ingleses y europeos. De 1 656 a 1 668 trabajó en la Universidad de Oxford como asistente de Robert Hooke, con cuya colaboración contó en la realización de una serie de experimentos que establecieron las características físicas del aire, así como el papel que éste desempeña en los procesos de combustión, respiración y transmisión del sonido.

Los resultados de estas aportaciones fueron recogidos en su *Nuevos experimentos físico–mecánicos acerca de la elasticidad del aire y sus efectos* (1 660). En la segunda edición de esta obra (1 662) expuso la famosa propiedad de los gases conocida con el nombre de ley de Boyle–Mariotte, que establece que el volumen ocupado por un gas (hoy se sabe que esta ley se cumple únicamente aceptando un teórico comportamiento ideal del gas), a temperatura constante, es inversamente proporcional a su presión.

En 1 661 publicó The Sceptical Chemist, obra en la que ataca la vieja teoría aristotélica de los cuatro elementos (tierra, agua, aire, fuego), así como los tres principios defendidos por Paracelso (sal, sulfuro y mercurio). Por el contrario, Boyle propuso el concepto de partículas fundamentales que, al combinarse entre sí en diversas proporciones, generan las distintas materias conocidas.

Su trabajo experimental abordó asimismo el estudio de la calcinación de varios metales; también propuso la forma de distinguir las sustancias alcalinas de las ácidas, lo que dio origen al empleo de indicadores químicos. Protestante devoto, Robert Boyle invirtió parte de su dinero en obras como la traducción y publicación del Nuevo Testamento en gaélico y turco.

INTRODUCCIÓN

Muchos de los gases que se encuentran en la naturaleza se encuentran conformados por la unión de uno o más gases por ejemplo: aire, gas natural, propano, etc; a esto se denomina mezcla gaseosa, esta presenta las mismas propiedades y características de los gases individuales incluyendo los fenómenos de difusión y efusión.

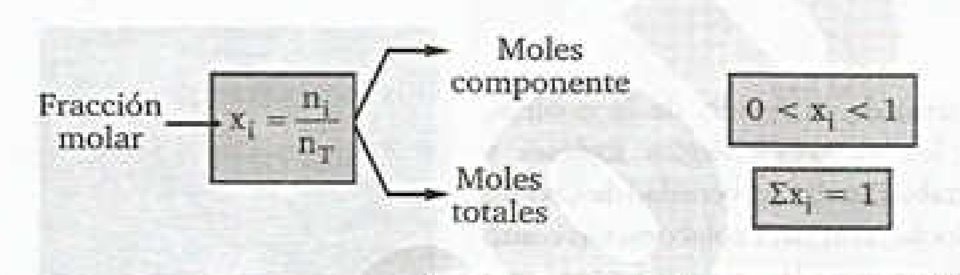
MEZCLA GASEOSA

CONCEPTO

Es una agrupación física de dos o más gases en la cual cada uno de ellos conserva sus propiedades, es una mezcla homogénea.

I. FRACCIÓN MOLAR (X)

Indica la composición en moles de una componente en una mezcla. Se representa por "y".



La suma de las fracciones molares es igual a 1.

$x_{H_2} = \frac{n_{H_2}}{n_{TOTAL}}$	$x_{Cl_2} = \frac{n_{Cl_2}}{n_{MEZCLA}}$

También: $x_{H_2} + x_{Cl_2} = 1$

Ejemplo: Hallar la fracción molar de cada componente en la mezcla formada por 28 g de N_2 y 96 g de O_2. P.A: N = 14; O = 16

Solución: Calculando el número de mol-g de cada componente:

$$n_{N_2} = \frac{m}{M_{N_2}} = \frac{28}{28} = 1$$

$$N_{O_2} = \frac{m}{M_{O_2}} = \frac{96}{32} = 3$$

$$n_{MEZCLA} = 3 + 1 = 4$$

Entonces las fracciones molares son:

$$x_{N_2} = \frac{n_{H_2}}{n_{MEZCLA}} = \frac{1}{4}$$

$$x_{O_2} = \frac{n_{O_2}}{n_{MEZCLA}} = \frac{3}{4}$$





OBSERVACIÓN

En toda mezcla gaseosa se cumple:

$$x_i = \frac{n_i}{n_T} = \frac{P_i}{P_T} = \frac{V_i}{V_T}$$

$$\% \text{ moles} = \% \text{ volumen} = \% \text{ presión} = Fm_i \times 100\%$$

$$\%n = \%V = \%P = x.100\%$$

II. MASA MOLECULAR PROMEDIO O APARENTE DE UNA MEZCLA (M_{MEZCLA})

$$\overline{M}_{MEZCLA} = \frac{\text{Masa Mezcla}}{\text{Nro de moles de mezcla}}$$

Para una mezcla gaseosa de Hidrógeno (H_2) y Cloro (Cl_2) se tiene:

$$\overline{M}_{MEZCLA} = x_{H_2} \cdot \overline{M}_{H_2} + x_{Cl_2} \cdot \overline{M}_{Cl_2}$$

Ejemplo: Considerando los tres mayores componentes del aire: $\%N_2 = 79\%$, $\%O_2 = 20\%$ y $\%Ar = 1\%$. Hallar la masa molecular aparente del aire.
(P.A: N = 14; O = 16; Ar = 40)

Solución: Masa molecular promedio del aire es:

$$\overline{M}_{aire} = \overline{M}_{N_2} . X_{N_2} + \overline{M}_{O_2} . X_{O_2} + \overline{M}_{Ar} . X_{Ar} \quad ...... (\psi)$$

Las masas moleculares de los gases son:

$$\overline{M}_{N_2} = 28 ; \quad \overline{M}_{O_2} = 32 ; \quad \overline{M}_{Ar} = 40$$

Reemplazando en (ψ):

$$\overline{M}_{aire} = 28 \cdot 0{,}79 + 32 \cdot 0{,}2 + 40 \cdot 0{,}01$$
$$\overline{M}_{aire} = 28{,}92 \cong 29$$

III. LEYES DE LOS GASES

A) LEY DE DALTON DE LAS PRESIONES PARCIALES

Esta ley señala que los componentes en una mezcla gaseosa ejercen una presión parcial como si cada uno de ellos ocupara todo el volumen del recipiente de tal manera que la presión total es la suma de todas las presiones parciales.

Ejemplo: Si se mezclan:

P = 20 atm

MEZCLA

N_2 + O_2 = N_2 + O_2

n_{N_2} + n_{O_2} = n_{MEZCLA}

2 mol 3 mol 5 mol

V : Volumen de mezcla
T : Temperatura absoluta (K)

$$x_{N_2} = \frac{n_{N_2}}{n_T} = \frac{2}{5}$$

$$x_{O_2} = \frac{n_{O_2}}{n_T} = \frac{3}{5}$$

Se cumple: $P_{N_2} + P_{O_2} = P_{MEZCLA}$

$$P_{N_2} = x_{N_2} P_T \qquad P_{O_2} = x_{O_2} P_T$$

$$P_{N_2} = \frac{2}{5}(20) = 8 \qquad P_{O_2} = \frac{3}{5}(20) = 12$$

- La presión parcial de cada componente es la presión que ejerce cada gas en la mezcla. Ejemplo: El aire esta conformado principalmente por dos gases Nitrógeno (N_2) y Oxígeno (O_2) en un 80% y 20% de la presión atmosférica respectivamente.

Entonces:

$$P_{atmosférica} = 1 \text{ atm} \cong 760 \text{ mmHg}$$

$$P_{N_2} = \frac{80}{100} \cdot 1 = 0{,}8 \text{ atm} \cong 608 \text{ mmHg}$$

$$P_{O_2} = \frac{20}{100} \cdot 1 = 0{,}2 \text{ atm} \cong 152 \text{ mmHg}$$

Fracción en Presión Parcial (x)

Para el ejemplo inicial, se tiene:

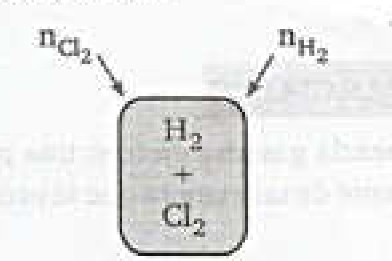
$x_{N_2} = \frac{P_{N_2}}{P_{MEZCLA}}$	$x_{O_2} = \frac{P_{O_2}}{P_{MEZCLA}}$

Además: $x_{N_2} + x_{O_2} = 1$

B) LEY DE AMAGAT DE LOS VOLÚMENES PARCIALES

Los componentes en una mezcla gaseosa ejercen un volumen parcial como si cada uno soportara toda la presión del sistema (P_{MEZCLA}) siendo el volumen total la suma de los volúmenes parciales de cada uno de los componentes.

Ejemplo: Si se mezclan:



P_{MEZCLA}
T : Temperatura absoluta

Se cumple: $V_{H_2} + V_{Cl_2} = V_{MEZCLA}$

Fracción en Volumen Parcial (Fv)

$x_{N_2} = \dfrac{V_{N_2}}{V_{MEZCLA}}$	$x_{O_2} = \dfrac{V_{O_2}}{V_{MEZCLA}}$

$$x_{H_2} + x_{Cl_2} = 1$$

DIFUSIÓN GASEOSA

La difusión gaseosa es la distribución de las moléculas de un gas en el seno de otro. Debido a que las moléculas de los gases están en movimiento constante, rápido y al azar por ello su facilidad para la difusión.

Thomas Graham en 1 832 estudia la velocidad de difusión o gasto de diferentes gases el cual señala: "La velocidad de difusión de los gases es inversamente proporcional a la raíz cuadrada de sus pesos moleculares".

A la misma P y T

$$\frac{\text{Velocidad de difusión del gas A}}{\text{Velocidad de difusión del gas B}} = \sqrt{\frac{\overline{M}_B}{\overline{M}_A}} = \sqrt{\frac{d_B}{d_A}}$$

Además:

$$\overline{V}_{GAS} = \frac{\text{Volumen (V)}}{\text{Tiempo (t)}}$$

Ejemplo: 86 mL de un gas desconocido se difunden en un frasco en 25s ; si 40 mL de O_2 se difunde en el mismo frasco en 14 s. ¿Cuál es el peso molecular del gas desconocido?

Solución: Según la ley de Graham

$$\frac{\overline{V}_x}{\overline{V}_{O_2}} = \sqrt{\frac{\overline{M}_{O_2}}{\overline{M}_x}}$$

Reemplazando: $$\frac{\frac{V_x}{t_x}}{\frac{V_{O_2}}{t_{O_2}}} = \sqrt{\frac{\overline{M}_{O_2}}{\overline{M}_x}}$$

Se tiene: $$\frac{\frac{86}{25}}{\frac{40}{14}} = \sqrt{\frac{32}{M_x}} \Rightarrow 1{,}204 = \sqrt{\frac{32}{M_x}}$$

Elevando al cuadrado: $$(1{,}204)^2 = \frac{32}{M_x} \Rightarrow \overline{M}_x = \frac{32}{(1{,}204)^2} = 22{,}07$$

NOTA

La efusión gaseosa es el escape de un gas a través de un pequeño orificio.

GASES HÚMEDOS

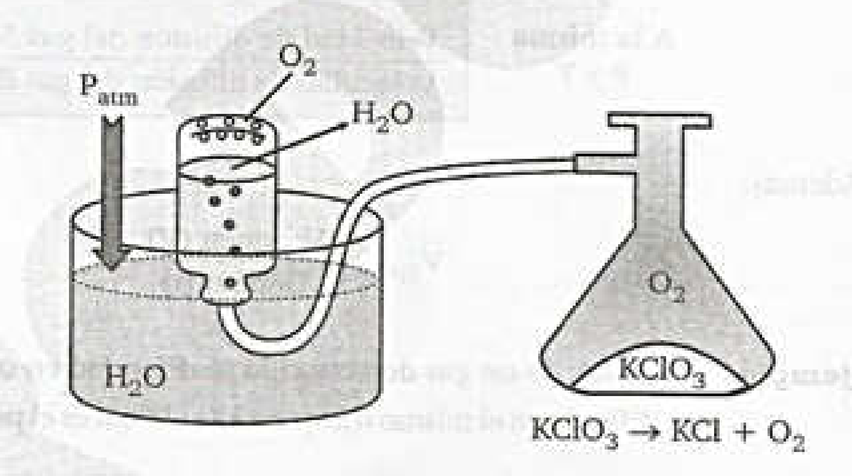
CONCEPTO

Es un caso particular de mezcla gaseosa en la cual se mezcla un gas seco (sin vapor) con el vapor de un líquido no volátil.

A) GASES RECOGIDOS SOBRE AGUA

Para recolectar un gas por desplazamiento de agua, una botella se llena por completo con agua y se invierte en un recipiente grande con agua.

A medida que el gas ingresa, el agua se desplaza. Cuando los niveles de agua dentro y fuera de la botella son iguales, la presión en el interior y en el exterior es también la misma.



$$P_{Gas\ húmedo} = P_{Gas\ seco} + P_{H_2O}$$

También: $P_{GH} = P_{GS} + P_{H_2O}$

Considerando %H.R

Si el ambiente está saturado de agua (%H.R = 100%)

$$\Rightarrow \quad P_{H_2O} = Pv_{H_2O}^{T°C}$$

B) LA PRESIÓN DE VAPOR

Los líquidos presentan diferencias en cuanto a su facilidad de evaporación. Una medida cuantitativa de esta propiedad se obtiene al permitir la evaporación del líquido en un recipiente cerrado y medir la presión del gas producido en el proceso. Esta presión es tanto mayor cuanto mayor es la facilidad de evaporación del líquido considerado. El aumento de la **presión** debido a la presencia de las partículas evaporadas del propio líquido se conoce como presión de vapor del líquido. Los resultados experimentales indican que la presión de vapor presenta un **valor límite** que aumenta con la **temperatura**.

PRESIONES DE VAPOR SATURADO DE AGUA A DIFERENTES TEMPERATURAS

Temperatura °C	Pv mmHg	Temperatura °C	Pv mmHg
0	4,6	25	23,8
5	6,5	30	31,8
10	9,2	35	42,2
15	12,8	40	55,3
20	17,5	50	92,5

Se nota : Presión Vapor $\xleftrightarrow{\text{RD}}$ Temperatura

C) HUMEDAD RELATIVA (%HR)

Porcentaje de saturación del vapor de agua en determinado ambiente a cierta temperatura.

$$\%HR = \frac{P_{H_2O}}{Pv_{H_2O}^{T°C}} \times 100$$

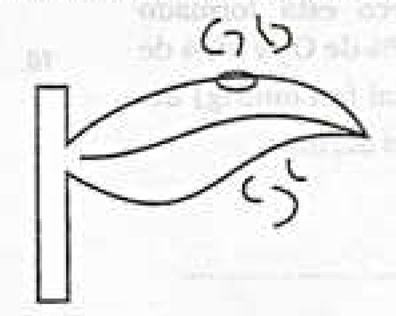
Donde: P_{H_2O} : Presión parcial de vapor de agua

$Pv_{H_2O}^{T°C}$: Presión de vapor de agua a una determinada temperatura

$$P_{H_2O} = \frac{\%HR}{100} \times Pv_{H_2O}^{T°C}$$

D) PUNTO DE ROCÍO

Se produce cuando la humedad relativa es 100% y se forma una gotita de H_2O.



EJERCICIOS DE APLICACIÓN



1. Identifique las afirmaciones correctas:
   I. Las mezclas de gases son sistemas homogéneos.
   II. Son ejemplos de mezclas de gases: el aire, el gas natural, etc.
   III. En los gases húmedos el cálculo de la presión parcial del vapor de agua depende de la humedad relativa.

Rpta.: ....

2. Se tiene una mezcla con los gases hidrógeno, neón, dióxido de carbono y nitrógeno, si en dicha mezcla todos poseen igual número de moles. Indique que gas ejerce mayor presión parcial.
   I) H_2 II) Ne III) CO_2 IV) N_2

Rpta.: ....

3. Se tiene una mezcla de los gases CO y CO_2 cuyos números de moles son 2 y 8 respectivamente. Halle la presión parcial (en atmósferas) del gas más ligero si la presión total es de 12 atmósferas.

Rpta.: ....

4. Se tiene una mezcla de 10 gramos de hidrógeno (H_2) y 32 gramos de gas oxígeno (O_2). Halle la presión total (en atmósferas) de la mezcla si esta se encuentra en un recipiente de 8,2 litros a 27°C.

Rpta.: ....

5. Se sabe que el aire seco está formado aproximadamente por 20% de O_2 y 80% de N_2. Halle la presión parcial (en mmHg) del gas oxígeno medido a nivel del mar ($P_{atm} = 760$ mmHg).

Rpta.: ....

6. "El volumen parcial de un gas en una mezcla es el volumen que ocuparía si estuviera sólo en el recipiente y soportando la presión total". Es el enunciado de la ley de:

Rpta.: ....

7. Considerando composición del aire indicado en el problema 5. Halle la masa molecular aparente del aire.

Rpta.: ....

8. Sobre la difusión y efusión gaseosa, indique la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:
   I. Estas propiedades se manifiestan debido a la elevada energía cinética de las moléculas de los gases.
   II. Los olores de los perfumes se perciben gracias a la difusión gaseosa.
   III. La efusión gaseosa se manifiesta en la fuga de los gases de los recipientes que poseen pequeños orificios.

Rpta.: ....

9. Identifique la alternativa que contiene el gas que se difunde más lentamente si todos se encuentran a las mismas condiciones de presión y temperatura:
   I) H2 II) CO_2 III) NO_2
   IV) Cl_2 V) He

Rpta.: ....

10. Indique cuantas veces más rápido se rápido efunde el gas hidrógeno H_2 que el gas oxígeno O_2 si ambos se encuentran a las mismas condiciones de presión y temperatura.

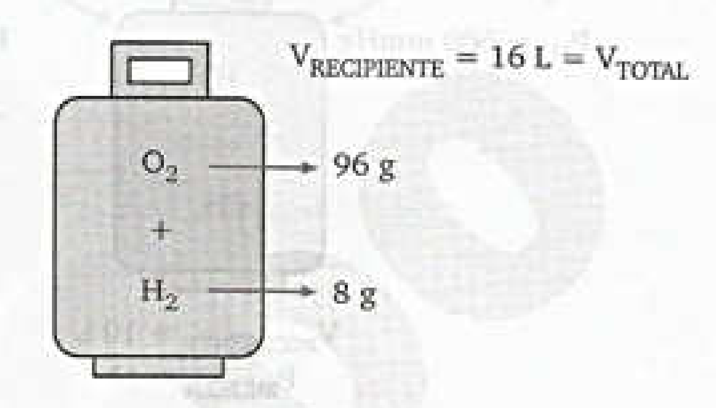
Rpta.: ....

PROBLEMAS RESUELTOS

PROBLEMA 1 En un recipiente de 16 L se mezclan 96 g de O_2 con 8 g de H_2. Hallar el volumen parcial del O_2.

A) 4,56 L B) 5,84 L C) 6,02 L
D) 6,86 L E) 7,23 L

Resolución:



Nos piden: $V_{O_2} = ¿?$

Para hallar el volumen parcial de oxígeno (O_2), se calculan el número de moles de cada gas:

$$n_{O_2} = \frac{m_{O_2}}{M_{O_2}} = \frac{96}{32} = 3$$

$$n_{H_2} = \frac{m_{H_2}}{M_{H_2}} = \frac{8}{2} = 4$$

$$\Rightarrow n_{TOTALES} = \underbrace{n_{O_2}} + \underbrace{n_{H_2}}$$

$$n_{TOTALES} = 3 + 4 = 7$$

El volumen parcial del oxígeno se halla con:

$$\boxed{V_{O_2} = Fm_{O_2} \times V_{TOTAL}}$$



$$V_{O_2} = \frac{n_{O_2}}{n_{TOTAL}} \times V_{TOTAL}$$

$$V_{O_2} = \frac{3}{7} \times 16$$

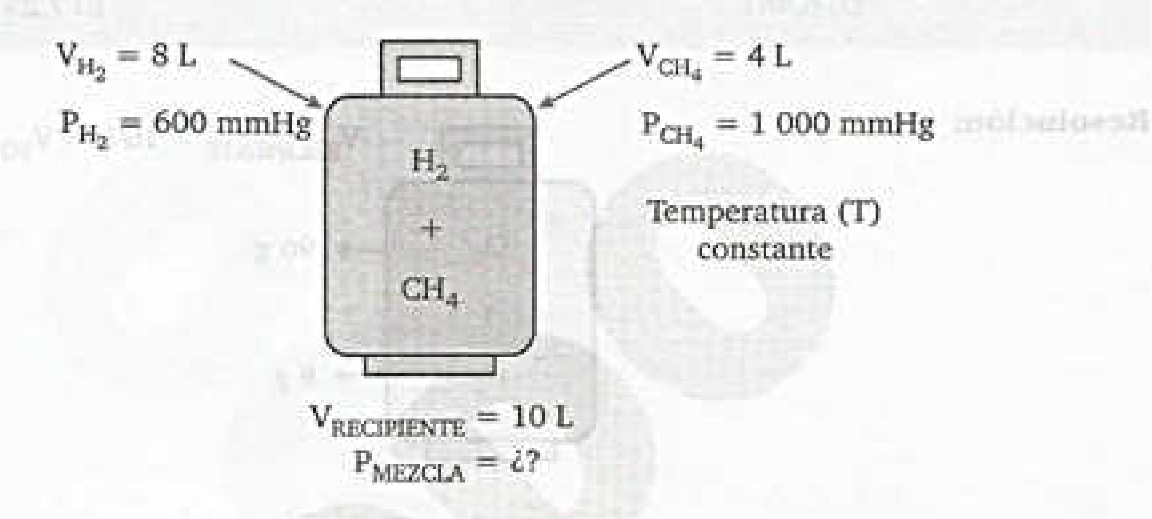
$$V_{O_2} = 6,86\ L$$

∴ CLAVE: D

PROBLEMA 2 Al mezclarse 8 L de gas H_2 a 600 mmHg con 4 L de gas CH_4 a 1000 mmHg en un recipiente de 10 litros, ¿cuál es la presión en mmHg de la mezcla a temperatura constante?

A) 450 mmHg B) 650 mmHg C) 720 mmHg
D) 880 mmHg E) 905 mmHg

Resolución:



En el recipiente el número de moles es:

$$\underbrace{n_{MEZCLA}} = \underbrace{n_{H_2}} + \underbrace{n_{CH_4}}$$

Se cumple: $P_{MEZCLA} \times V_R = P_{H_2} \times V_{H_2} + P_{CH_4} \times V_{CH_4}$

Reemplazando: $P_{MEZCLA} \times 10 = 600 \times 8 + 1\,000 \times 4$

$$P_{MEZCLA} \times 10 = 4\,800 + 4\,000$$

$$P_{MEZCLA} = 8\,800$$

$$P_{MEZCLA} = \frac{880\not{0}}{1\not{0}}$$

$$P_{MEZCLA} = 880 \text{ mmHg}$$

$\therefore$ CLAVE: D

PROBLEMA 3 En el laboratorio se tiene una mezcla que está a 100 K y 1,26 atm; contiene 20% de Ne y 80% de He. Hallar la presión parcial del Ne.
(M.A: Ne = 20; He = 4)

A) 0,745 atm B) 1,256 atm C) 0,252 atm
D) 1,234 atm E) 0,674 atm

Resolución: De acuerdo a los datos se tiene:

$T = 100\,K$

$P_{MEZCLA} = 1{,}26\ atm$

$\Rightarrow \%n_{Ne} = \%Ne = 20\%$

$\%n_{He} = \%P_{He} = 80\%$



Nos piden: $P_{Ne} = ¿?$

Aplicando: $\boxed{P_{Ne} = P_{MEZCLA} \times \%P_{Ne}}$

Reemplazando: $P_{Ne} = 1{,}26\ atm \times \dfrac{20}{100}$

$P_{Ne} = 0{,}252\ atm$

$\therefore$ CLAVE: C

PROBLEMA 4 Se mezclan 5 L de N_2 a 2 atm con 8 L de CO_2 a 3 atm a la misma temperatura. Hallar la fracción molar del N_2.

A) 0,29 B) 0,45 C) 0,79
D) 0,19 E) 0,71

Resolución:

$P_{N_2} = 2\ atm$, $V_{N_2} = 5\ L$ → $N_2 + CO_2$ ← $P_{CO_2} = 3\ atm$, $V_{CO_2} = 8\ L$

Nos piden: $Fm_{Ne} = \dfrac{n_{N_2}}{n_{TOTAL}} = ¿?$

Hallando el número de moles de cada gas en un recipiente de volumen rígido (V) y temperatura constante (T).

$$n_{N_2} = \frac{P_{N_2} \times V_{N_2}}{R \times T} = \frac{2 \times 5}{RT} = \frac{10}{RT}$$

$$n_{CO_2} = \frac{P_{CO_2} \times V_{CO_2}}{R \times T} = \frac{3 \times 8}{RT} = \frac{24}{RT}$$

$\Rightarrow n_{TOTAL} = n_{N_2} + n_{CO_2}$

$$n_{TOTAL} = \frac{10}{RT} + \frac{24}{RT} = \frac{34}{RT}$$

$$\Rightarrow \quad Fm_{N_2} = \frac{n_{N_2}}{n_{TOTAL}}$$

$$Fm_{N_2} = \frac{\frac{10}{RT}}{\frac{34}{RT}} = \frac{10}{34}$$

$$Fm_{N_2} = 0{,}29$$

$\therefore$ CLAVE: C

PROBLEMA 5 En una mezcla de CO_2 y CO el peso molecular es 36 g/mol. Indique la fracción molar del CO_2 en la mezcla.

A) 0,1 B) 0,5 C) 0,35
D) 0,4 E) 0,75

Resolución: Dato: $\overline{M}_{MEZCLA} = 36$ g/mol formada la mezcla por CO_2 y CO

Los pesos moleculares son:

$$\overline{M}_{CO_2} = 44$$

$$\overline{M}_{CO} = 28$$

Nos piden: $Fm_{CO2} = ¿?$

El peso molecular de la mezcla se calcula como:

$$\overline{M}_{MEZCLA} = Fm_{CO_2} \times \overline{M}_{CO_2} + Fm_{CO} \times \overline{M}_{CO}$$

$$\Rightarrow \quad Fm_{CO_2} + Fm_{CO} = 1$$

$$Fm_{CO} = 1 - Fm_{CO_2}$$

Reemplazando:

$$36 = Fm_{CO_2} \times 44 + (1 - Fm_{CO_2})\,28$$

$$36 = 44\,Fm_{CO_2} + 28 - 28\,Fm_{CO_2}$$

$$\underbrace{36 - 28}_{8} = 44\,Fm_{CO_2} - 28\,Fm_{CO_2}$$

$$8 = 16\,Fm_{CO_2}$$

$$Fm_{CO_2} = \frac{8}{16} = \frac{1}{2}$$

$$Fm_{CO_2} = 0{,}5$$

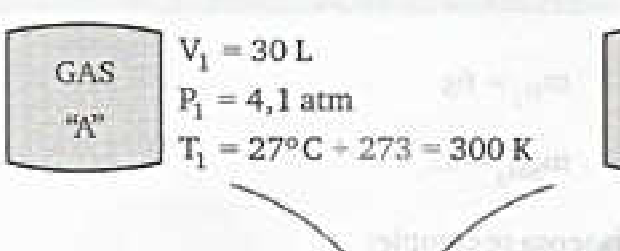
$\therefore$ CLAVE: C

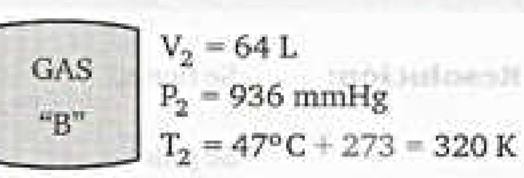


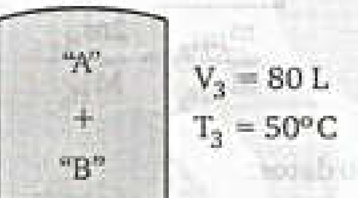
PROBLEMA 6 Se mezclan 30 L de un gas A a 4,1 atm y 27°C con 64 L de un gas B a 936 mmHg y 47°C. Si la mezcla ocupa 80 L a 50°C. Indique el volumen parcial de "A".

A) 32 L B) 74 L C) 83 L
D) 46 L E) 50 L

Resolución:







Nos piden: $V_A = ¿?$

Se calcula con: $\boxed{V_A = V_3 \times Fm_A}$ ....(ψ)

Hallando el número de moles de "A" y "B"

$$n_A = \frac{P_1 V_1}{R T_1} = \frac{4,1 \times 30}{0,082 \times 300} = 5$$

$$n_B = \frac{P_2 V_2}{R T_2} = \frac{936 \times 64}{62,4 \times 320} = 3$$

$$n_{TOTAL} = \underbrace{n_A} + n_B$$

$$n_{TOTAL} = 5 + 3 = 8$$

En (ψ):

$$V_A = V_3 \times \frac{n_A}{n_{TOTAL}}$$

$$V_A = \overset{10}{\cancel{80}} \times \frac{5}{\cancel{8}}$$

$$V_A = 50\ L$$

∴ CLAVE: E

A todo el público en general:

El Proyecto Modo Scan+100 2.0, nace de una idea del
Team Calapenshko,
el cual es difundir todo aquel texto inédito que no esté circulando en la red.

Nuestro Grupo Calapenshko hace el mejor esfuerzo para digitalizar este libro, y así usted estimado lector pueda obtener la mejor experiencia que toda persona desea al abrir un libro.

Este proyecto llega gracias a las **donaciones que se pudo obtener de 100 personas** comprometidas con el proyecto **MODO SCAN+100 2.0**.

Este libro no debe ser prostituito monetariamente, este libro no debe ser coleccionado, este libro debe ser destruido analíticamente, así que te invito a leerlo.

No pagues por este libro de **circulación gratuita**,
búscalo en la red.

Atentamente, el GRUPO CALAPENSHKO

02 de setiembre del 2020



PROBLEMA 7 ¿Cuántos gramos de NH_3 se deben mezclar con 6 g de H_2 para que su presión parcial sea el doble?
(M.A: N = 14)

A) 95,5 g B) 94 g C) 102 g
D) 123 g E) 10,2 g

Resolución: Se tiene: $m_{H_2} = 6g$

Se pide: $m_{NH_3} = ¿?$

Para una mezcla gaseosa se cumple:

$$\boxed{n_{NH_3} = 2n_{H_2}} \quad \boxed{P_{NH_3} = 2P_{H_2}}$$

$$\frac{m_{NH_3}}{\overline{M}_{NH_3}} = \frac{2m_{H_2}}{\overline{M}_{H_2}}$$

Reemplazando datos:

$$\frac{m_{NH_3}}{17} = \frac{2 \times 6}{2}$$

$$m_{NH_3} = 17 \times 6$$

$$m_{NH_3} = 102 \text{ g}$$

$\therefore$ CLAVE: C

PROBLEMA 8 A la presión total de 24 atm el peso molecular promedio de la mezcla formada por CH_4 y O_2 es 22. ¿Cuál es la presión parcial del O_2?

A) 15 atm B) 3 atm C) 5 atm
D) 9 atm E) 10,2 atm

Resolución: Dato: $P_{TOTAL} = 24$ atm

Se pide: $P_{O_2} = ¿?$

Para ello se aplica: $\boxed{P_{O_2} = Fm_{O_2} \times P_{TOTAL}}$ ....(β)

Cuya mezcla está formada por:

CH_4 + O_2 Cuya $\overline{M}_{MEZCLA} = 22$

Hallando Fm_{O_2} a partir de:

$$\overline{M}_{MEZCLA} = Fm_{CH_4} \times \overline{M}_{CH_4} + Fm_{O_2} \times \overline{M}_{O_2} \quad ....(\theta)$$

Además: $Fm_{O_2} + Fm_{CH_4} = 1$

$Fm_{CH_4} = 1 - Fm_{O_2}$

Reemplazando en (θ):

$$22 = \left(1 - Fm_{O_2}\right) 16 + Fm_{O_2} \times 32$$

$$22 = 16 - 16\,Fm_{O_2} + 32\,Fm_{O_2}$$

$$22 - 16 = 16\,Fm_{O_2}$$

$$Fm_{O_2} = \frac{6}{16} = \frac{3}{8}$$

En (β): $P_{O_2} = \frac{3}{8} \times 24$

$P_{O_2} = 9$ atm



∴ CLAVE: D

PROBLEMA 9 Se mezclan 96 g de CH_4 con 8 g de H_2 con una presión total de 1,2 atm. Hallar la presión parcial del CH_4.

A) 0,53 atm B) 0,72 atm C) 1,25 atm
D) 0,48 atm E) 0,34 atm

Resolución: Datos: $P_{TOTAL} = 1{,}2$ atm

$m_{CH_4} = 96$ g ⇨ $n_{CH_4} = \frac{m}{M} = \frac{96}{16} = 6$

$m_{H_2} = 8$ g ⇨ $n_{H_2} = \frac{m}{M} = \frac{8}{2} = 4$

⇨ $n_{TOTAL} = n_{CH_4} + n_{H_2}$

$n_{TOTAL} = 6 + 4$

$n_{TOTAL} = 10$

Se pide: $P_{CH_4} = ¿?$

Para ello se usa: $P_{CH_4} = Fm_{CH_4} \times P_{TOTAL}$

Reemplazando: $P_{CH_4} = \dfrac{n_{CH_4}}{n_{TOTAL}} \times P_{TOTAL}$

$$P_{CH_4} = \frac{6}{10} \times 1{,}2 \text{ atm}$$

$$P_{CH_4} = 0{,}72 \text{ atm}$$

∴ CLAVE: C

PROBLEMA 10 Se mezclaron masas iguales de los gases: C_2H_4, N_2 y CO. Hallar la presión total de la mezcla si la presión parcial del N_2 es 2 atm. M.A: O = 16; C = 12

A) 2 atm
B) 6 atm
C) 7 atm
D) 5 atm
E) 3,5 atm

Resolución: Se tienen masas iguales de:

$$m_{C_2H_4} = m_{N_2} = m_{CO}$$

Dato: $P_{N_2} = 2 \text{ atm}$

Se pide: $P_{TOTAL} = ¿?$

$$\boxed{P_{N_2} = P_{TOTAL} \cdot Fm_{N_2} = P_{TOTAL} \times \frac{n_{N_2}}{n_{TOTAL}}} \quad \text{........}(\gamma)$$

Hallando las moles de cada gas:

$$\left.\begin{aligned} n_{C_2H_4} &= \frac{m_{C_2H_4}}{M_{C_2H_4}} = \frac{x}{28} \\ n_{N_2} &= \frac{m_{N_2}}{M_{N_2}} = \frac{x}{28} \\ n_{CO} &= \frac{m_{CO}}{M_{CO}} = \frac{x}{28} \end{aligned}\right\} \begin{aligned} n_{TOTAL} &= n_{C_2H_4} + n_{H_2} + n_{CO} \\ n_{TOTAL} &= \frac{x}{28} + \frac{x}{28} + \frac{x}{28} = \frac{3x}{28} \end{aligned}$$

Reemplazando en (γ): $2 = P_{TOTAL} \times \dfrac{\frac{x}{28}}{\frac{3x}{28}}$

$$P_{TOTAL} = 6 \text{ atm}$$

∴ CLAVE: B

PROBLEMA 11 ¿Qué volumen de N_2 se difunden en 20 minutos. Si a las mismas condiciones de presión y temperatura 180 mL de CO se difunde en 30 minutos? M.A: C=12; N=14

A) 32 mL B) 60 mL C) 120 mL
D) 53 mL E) 75 mL

Resolución: Según el enunciado: $V_{N_2} = ¿?$ $t_{N_2} = 20\ \text{min}$

$V_{CO} = 180\ \text{mL}$ $t_{CO} = 30\ \text{min}$

A presión (P) y temperatura (T) constante se cumple la Ley de Graham:

$$\frac{\overline{V}_{N_2}}{\overline{V}_{CO}} = \frac{\dfrac{V_{N_2}}{t_{N_2}}}{\dfrac{V_{CO}}{t_{CO}}} = \sqrt{\frac{\overline{M}_{CO}}{\overline{M}_{N_2}}}$$

Reemplazando:

$$\frac{\dfrac{V_{N_2}}{20}}{\dfrac{180}{30}} = \sqrt{\frac{28}{28}}$$

$$\frac{V_{N_2} \times \overset{1}{\cancel{30}}}{20 \times \underset{6}{\cancel{180}}} = 1$$

$$V_{N_2} = 120\ \text{mL}$$

∴ CLAVE: C

PROBLEMA 12 Un volumen de N_2 pasa en 20 segundos por el orificio de presión de un efusiómetro. Bajo las mismas condiciones y temperatura un volumen igual de una mezcla de O_2 y CO_2 se demoró 24 segundos. ¿Cuál es la fracción molar del CO_2 en la mezcla?

A) 0,693 B) 1,456 C) 0,307
D) 0,237 E) 0,522

Resolución: Se tiene: V_{N_2} $\boxed{V_{MEZCLA} = V_{N_2}}$

$t_{N_2} = 20\ s$ $t_{MEZCLA} = 24\ s$

La mezcla está conformada por O_2 y CO_2, se debe calcular la fracción molar del CO_2 en la mezcla.

Aplicando la ecuación de Graham para hallar M_{MEZCLA}:

$$\frac{\overrightarrow{V}_{N_2}}{\overrightarrow{V}_{MEZCLA}} = \frac{\frac{V_{N_2}}{t_{N_2}}}{\frac{V_{MEZCLA}}{t_{MEZCLA}}} = \sqrt{\frac{\overline{M}_{MEZCLA}}{\overline{M}_{N_2}}}$$

Reemplazando: $$\frac{\frac{V_{N_2}}{20_5}}{\frac{V_{N_2}}{24_6}} = \sqrt{\frac{\overline{M}_{MEZCLA}}{28}} \Rightarrow \frac{6}{5} = \sqrt{\frac{\overline{M}_{MEZCLA}}{28}}$$

Elevando al cuadrado:

$$\frac{6^2}{5^2} = \frac{\overline{M}_{MEZCLA}}{28} \Rightarrow \overline{M}_{MEZCLA} = \frac{36 \times 28}{25} = 40,32$$

Con la siguiente ecuación hallamos la fracción molar de CO_2 $\left(Fm_{CO_2}\right)$:

$$\overline{M}_{MEZCLA} = Fm_{O_2} \times \overline{M}_{O_2} + Fm_{CO_2} \times \overline{M}_{CO_2} \quad ....(\alpha)$$

Además: $$Fm_{O_2} + Fm_{CO_2} = 1$$
$$Fm_{O_2} = 1 - Fm_{CO_2} \quad ....(\beta)$$

Reemplazando datos y (β) en (α):

$$40,32 = \left(1 - Fm_{CO_2}\right) 32 + Fm_{CO_2} \times 44$$
$$40,32 = 32 - 32Fm_{CO_2} + 44Fm_{CO_2}$$
$$40,32 - 32 = 12Fm_{CO_2}$$
$$8,32 = 12Fm_{CO_2}$$
$$Fm_{CO_2} = \frac{8,32}{12}$$
$$Fm_{CO_2} = 0,693$$

∴ CLAVE: A

PROBLEMA 13 A ciertas condiciones la densidad del N_2 es 0,572 g/l y su velocidad de difusión es 9,5 ml/s. ¿Cuál es la densidad de un gas X si se difunde a una velocidad de 6,6 ml/s a las mismas condiciones?

A) 1,186 g/L B) 0,528 g/L C) 1,238 g/L
D) 0,552 g/L E) 2,072 g/L

Resolución: Datos: A ciertas condiciones:

$d_{N_2} = 0{,}572\ g/L \qquad d_x = ¿?$

$V_{N_2} = 9{,}5\ mL/s \qquad V_x = 6{,}6\ mL/s$

Se cumple: $$\frac{\vec{V}_{N_2}}{\vec{V}_x} = \sqrt{\frac{d_x}{d_{N_2}}}$$

Reemplazando: $$\frac{9{,}5}{6{,}6} = \sqrt{\frac{d_x}{0{,}572}}$$

$$1{,}44 = \sqrt{\frac{d_x}{0{,}572}}$$

Elevando al cuadrado:

$$2{,}072 = \frac{d_x}{0{,}572}$$

$$d_x = 2{,}072 \times 0{,}572$$

$$d_x = 1{,}186\ g/L$$

∴ CLAVE: A

PROBLEMA 14 El tiempo requerido para que un volumen dado de nitrógeno se escape a través de un orificio es 35 segundos. Un volumen igual de otro gas necesitó 50 segundos para pasar por el mismo orificio bajo las mismas condiciones. Calcular la masa de 1,2 moles del último gas.

A) 58,6 g B) 61,5 g C) 72,4 g
D) 43,6 g E) 68,6 g

Resolución: Para volúmenes iguales de dos gases se cumple:

$$\frac{t_x}{t_{N_2}} = \sqrt{\frac{\overline{M}_x}{\overline{M}_{N_2}}}$$

Del problema se tiene:

$t_{N_2} = 35\ s$

$t_x = 50\ s$

Se pide: Masa de 1,2 mol-g de "x"

Para hallar lo pedido se requiere el peso molecular de "x": $\overline{M}_x = ¿?$

Reemplazando en (α):

$$\frac{\overset{10}{50}}{\underset{7}{35}} = \sqrt{\frac{\overline{M}_x}{28}}$$

Despejando $\overline{M}_x$: $\left(\frac{10}{7}\right)^2 = \left(\sqrt{\frac{\overline{M}_x}{28}}\right)^2$

$$\frac{100}{49} = \frac{\overline{M}_x}{28}$$

$$\overline{M}_x = \frac{100 \times 4}{7} = 57,14$$

Se pide: $m_x = 1,2 \times \overline{M}_x$

$$m_x = 1,2 \times 57,14$$

$$m_x = 68,6\ g$$

∴ CLAVE: E

PROBLEMA 15 Se recoge Nitrógeno gaseoso sobre agua a 20°C; si la presión del gas seco es 570,3 mmHg. Hallar la presión del gas húmedo.
Dato: (P_{vapor} a 20°C = 17,5 mmHg)

A) 394,4 mmHg B) 523,9 mmHg C) 587,8 mmHg
D) 635,4 mmHg E) 467,4 mmHg

Resolución: Se tiene: $P_{gas\ seco} = P_{N_2}$

$$P_{gas\ seco} = 570,3\ mmHg \text{ a } 20°C$$

$$P_{gas\ húmedo} = P_{N_2} + P_{H_2O}$$: se considera gas saturado de vapor de agua

$$P_{gas\ húmedo} = 570,3 + 17,5$$

$$P_{gas\ húmedo} = 587,8\ mmHg$$

∴ CLAVE: C

PROBLEMA 16 Se recoge gas sobre gas a 50°C a una presión de 689,7 mmHg con una humedad relativa de 80%. Hallar la presión del gas seco.
Dato: (P_{vapor} a 50°C = 92,5 mmHg)

A) 345,6 mmHg B) 564,3 mmHg C) 598,2 mmHg
D) 615,7 mmHg E) 712,5 mmHg

Resolución: La presión del gas húmedo a 50°C es:

$$P_{GH} = 689,7$$

Humedad relativa (%H.R) = 80%

$$Pv_{H_2O}^{50°C} = 92,5\ mmHg$$

Se pide: Presión de gas seco (P_{GS}) = ¿?

Se conoce que: $P_{GH} = P_{GS} + \underbrace{P_{H_2O}}$

$$P_{GH} = P_{GS} + \%H.R \times Pv_{H_2O}^{50°C}$$

Reemplazando en la ecuación anterior:

$$689{,}7 = P_{GS} + \underbrace{\frac{80}{100} \times 92{,}5}$$

$$689{,}7 = P_{GS} + 74$$

$$689{,}7 - 74 = P_{GS}$$

$$P_{GS} = 615{,}7 \text{ mmHg}$$

∴ CLAVE: D

PROBLEMA 17 Se recoge 295 ml de Cl_2 sobre agua a 22°C y 643,8 mmHg. Si está saturado de humedad. ¿Cuál es la masa de gas seco? Dato: (P_{vapor} a 22°C = 19,8 mmHg)

A) 0,71 g B) 1,72 g C) 1,93 g
D) 0,64 g E) 0,54 g

Resolución: A 22°C ≅ 295 K: $P_{GH} = 643{,}8$ mmHg

$V = 295$ ml ≅ 0,295 L

Se pide: m_{Cl_2} = ¿? (gas seco)

Como está saturado: $P_{H_2O} = P_{vapor}$

Entonces:

$$P_{GH} = P_{GS} + P_{H_2O}$$

$$643{,}8 = P_{GS} + 19{,}8$$

$$643{,}8 - 19{,}8 = P_{GS}$$

$$P_{GS} = 624 \text{ mmHg}$$

Para la masa de cloro seco se aplica:

$$P \times V = R \times T \times \frac{m}{M} \qquad \overline{M}_{Cl_2} = 71$$

$$624 \times 0{,}295 = 62{,}4 \times 295 \times \frac{m_{Cl_2}}{71}$$

$$m_{Cl_2} = 0{,}71 \text{ g}$$

∴ CLAVE: C

PROBLEMA 18 Se recogen 30 litros de oxígeno gaseoso sobre agua a 700 mmHg y 19°C. Luego se comprobó que se habían recogido 36 g de oxígeno seco. ¿Cuál es la humedad relativa? Dato: (P_{vapor} a 19°C = 16,85 mmHg)

A) 70,44%L B) 51,34% C) 56,77%
D) 88,55% E) 99,22%

Resolución: Para hallar la humedad se calcula la presión parcial del oxígeno (O_2) con los siguientes datos: $V = 30\,L$

$T = 19°C + 273 = 292\,K$

$m_{O_2} = 36\,g$

En la ecuación: $P \times V = R \times T \times \frac{m}{M}$ $\qquad \overline{M}_{O_2} = 32$

$$P \times 30 = 62{,}4 \times 292 \times \frac{36}{32}$$

$$GAS: P_{O_2} = 683{,}28\ mmHg$$

$$\boxed{P_{GH} = P_{O_2} + P_{H_2O}}$$

Reemplazando: $700 = 683{,}28 + P_{H_2O}$

$P_{H_2O} = 16{,}72\ mmHg$

Hallando la humedad relativa (%H.R)

$$\%H.R = \frac{P_{H_2O}}{Pv_{H_2O}^{19°C}} \times 100 = \frac{16{,}72}{16{,}85} \times 100 = 99{,}22\%$$

∴ CLAVE: C

PROBLEMA 19 Una muestra de CO_2 gaseoso pesa 13,2 g. Calcular el volumen que ocupa cuando se recoge sobre agua a 57°C y 0,952 atm.
Dato: (P_{vapor} a 57°C = 108 mmHg)

A) 9,56 L B) 10,04 L C) 11,34 L
D) 12,03 L E) 20,08 L

Resolución: Para el volumen de CO_2 seco se tiene los siguientes datos:

$m_{CO2} = 13{,}2\,g$

$T = 57°C + 273 = 330\,K$

$$\Rightarrow P_{GH} = 0{,}952\ atm \times \frac{760\ mmHg}{1\ atm}$$

$$P_{GH} = 723{,}52\ mmHg$$

Hallando la presión del gas seco:

$$P_{GH} = P_{GS} + P_{H_2O}$$

Considerando gas saturado de agua. $P_{H_2O} = Pv_{H_2O}^{57°C}$

Reemplazando: $723{,}52 = P_{GS} + 108$

$$P_{GS} = 723{,}52 - 108$$

$$P_{CO_2} = P_{GS} = 615{,}52 \text{ mmHg}$$

Ahora con los datos anteriores hallamos el volumen pedido en la ecuación:

$$P \times V = R \times T \times \frac{m}{M} \qquad \overline{M}_{CO_2} = 44$$

$$615{,}52 \times V = 62{,}4 \times 330 \times \frac{13{,}2}{44}$$

$$V = 10{,}04 \text{ L de } CO_2$$

∴ CLAVE: C

PROBLEMA 20 Se desplaza Oxígeno gaseoso sobre agua a 40°C con una presión de 700 mmHg con una humedad relativa del 90%. Hallar la disminución de volumen en % del gas seco a condiciones normales.
Dato: (P_{vapor} a 40°C = 55,3 mmHg)

A) 37% B) 27% C) 50%
D) 30% E) 25%

Resolución: A 40°C (313 K): $P_{GH} = 700$ mmHg

H.R = 90%

$$\Rightarrow P_{GS} = P_{GH} - P_{H_2O}$$

$$P_{GS} = 700 - \underbrace{\frac{90}{100}}_{\%H.R} \times \underbrace{55{,}3}_{Pv_{H_2O}^{40°C}}$$

$$P_{GS} = 650$$

Como la masa de gas seco es constante se cumple:

$$\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2}$$

A condiciones normales:
$P_2 = 1$ tm
$T_2 = 0°C = 273$ K

Reemplazando: $\frac{650 \times V_1}{313} = \frac{760 \times V_2}{273}$

$$V_2 = 0{,}75V_1$$

Disminuye en 25% con respecto al volumen inicial V_1.

∴ CLAVE: C

PROBLEMAS PROPUESTOS

1. Se mezclan 56 g de N_2 con 34 g de NH_3 a una presión total de 5 atm. Hallar la presión parcial del N_2. M.A: N = 14; H = 1

A) 4 atm B) 3,5 atm C) 2 atm
D) 2,5 atm E) 5 atm

2. En un recipiente se colocan 0,05 mol de NH_3 con 0,3 mol de N_2O_5. Indique la fracción molar del NH_3.

A) 0,86 B) 0,14 C) 0,40
D) 0,60 E) 0,75

3. Se mezclan 4 mol de CO_2 con 6 mol de CO. Hallar el peso molecular de la mezcla.

A) 30,5 g/mol B) 34,4 g/mol
C) 40,5 g/mol
D) 39,1 g/mol E) 28,8 g/mol

4. ¿Cuántos gramos de gas hilarante N_2O se debe mezclar con 8,8 g de dióxido de carbono CO_2 para que sus fracciones molares sean iguales? M.A: C = 12

A) 2,2 B) 3,3 C) 4,4
D) 6,6 E) 8,8

5. ¿Cuál es la presión parcial del O_2 en el aire atmosférico? El aire contiene 21% de O_2 y la presión atmosférica es 746 mmHg a cierta altura.

A) 210 mmHg B) 180 mmHg
C) 90 mmHg
D) 157 mmHg E) 146 mmHg

6. En un tanque cerrado se tiene 3 mol de He con 7 mol de O_2. Si la presión parcial del He 1,8 atm. Hallar la presión parcial del O_2.

A) 3,5 atm B) 4,2 atm C) 4,5 atm
D) 4,8 atm E) 5,1 atm

7. Hallar el peso molecular de una mezcla formada por CH_4 y CO_2 sabiendo que la fracción molar de CO_2 excede en 0,3 a la del metano.

A) 40,2 B) 30,4 C) 34,2
D) 54,3 E) 25,8

8. Se mezcla moles iguales de CO_2 y O_2. Hallar la masa molecular de la mezcla.

A) 35 g/mol B) 36 g/mol
C) 37 g/mol
D) 38 g/mol E) 40 g/mol

9. Una mezcla gaseosa contiene 20 g de argón; 10 g de CO_2, 25 g de O_2 y 14 g de N_2. Si la presión total es 10 atm. Hallar el valor de la presión parcial del O_2.
M.A: Ar = 40; C = 12; N = 14

A) 1,1 atm B) 2,5 atm C) 3,9 atm
D) 5,2 atm E) 3,2 atm

10. ¿Cuántos gramos de H_2S se deben mezclar con 2,8 g de CO para que las presiones parciales son iguales? M.A: S = 32

A) 1,7 B) 3,4 C) 5,1
D) 6,3 E) 9,2

11. En un tanque de 34 ℓ se tiene una mezcla gaseosa de H_2S y NH_3 cuya masa molar es 25 g/mol. ¿Cuál es el volumen parcial de H_2S?

A) 12 ℓ B) 14 ℓ C) 16 ℓ
D) 18 ℓ E) 20 ℓ

12. Se relacionan correctamente:
I. Presión parcial : Dalton
II. Volumen parcial : Amagat
III. Fracción molar : Gay Lussac

A) Sólo I B) Sólo II C) Sólo III
D) I y II E) I, II, III

13. ¿Cuántos gramos de dióxido de carbono CO_2 poseen igual presión parcial que 5,6 g de monóxido de carbono CO?
M.A: C = 12; O = 16

A) 2,2 B) 3,3 C) 4,4
D) 6,6 E) 8,8

14. Un cilindro de 8,2 l contiene una mezcla de Hidrógeno gaseoso (H_2) con Cloro gaseoso (Cl_2) a una presión de 6 atm y 27ºC. Se deja escapar 16 g de la mezcla y la presión disminuye a 4,5 atm sin alterar la temperatura. Hallar la fracción molar de H_2 en la mezcla.
M.A: Cl = 35,5

A) 0,50 B) 0,56 C) 0,62
D) 0,72 E) 0,85

15. Una mezcla gaseosa formada de NH_3 y CO tiene una masa de 68,8 g. Si la fracción molar del NH_3 es 0,2. ¿Cuántos gramos de CO contiene la mezcla?

A) 50 B) 59,6 C) 70,2
D) 30,7 E) 41,6

16. Un cilindro de 10 ℓ contiene gas Helio a condiciones normales. Se coloca en el cilindro 2 ℓ de Nitrógeno gaseoso a condiciones normales. Hallar la presión de la mezcla gaseosa.

A) 1,0 atm B) 1,1 atm C) 1,2 atm
D) 1,5 atm E) 1,7 atm

17. La masa molecular de una mezcla formada por NH_3 y CO_2 es 32 g/mol. Hallar la fracciòn molar del NH_3 en la mezcla.

A) 2/3 B) 3/5 C) 4/9
D) 5/11 E) 6/17

18. En un tanque de 8,2 ℓ se coloca 2 mol de O_2 con 4 mol de N_2 a 227ºC. Hallar la presión de la mezcla.

A) 10 atm B) 30 atm C) 35 atm
D) 40 atm E) 50 atm

19. En un recipiente de 6,24 ℓ se colocó gas carbónico CO_2 a 600 mmHg y 27ºC. Se coloca algo de gas hilarante N_2O y la presión se eleva a 750 mmHg sin alterar la temperatura. ¿Cuántos gramos de gas hilarante se colocaron? P.A: N = 14; O = 16

A) 0,05 B) 2,2 C) 0,72
D) 3,5 E) 7,9

20. En un cilindro de 15 ℓ se coloca 5,6 g de monóxido de carbono: CO con 5,1 g de NH_3. Hallar el volumen parcial del amoníaco.
M.A: C = 12; N = 14; O = 16

A) 9 ℓ B) 3 ℓ C) 4 ℓ
D) 6 ℓ E) 8 ℓ

21. Calcular la masa molecular de una mezcla formada por masas iguales de N_2 y CH_4.

A) 10,2 B) 15,1 C) 20,4
D) 22,0 E) 18,6

22. Un frasco de 12 L contiene 20 g de Neón y algo de hidrógeno a una presión y temperatura determinado. En estas condiciones la densidad de la mezcla es de 2 g/L. ¿Cuál es el peso molecular de la mezcla?
M.A: Ne = 20; H = 1

A) 6 g/mol B) 7 g/mol C) 8 g/mol
D) 10 g/mol E) 9 g/mol

23. Se forma una mezcla gaseosa de O_2, N_2, CO_2 y CH_4, donde las presiones parciales son iguales. Calcular el peso de la mezcla que se ha formado; sabiendo que se introdujeron 40 g de O_2 mas que N_2.

A) 1 200 g B) 1 100 g C) 800 g
D) 1 280 g E) 2 400 g

24. En un recipiente de 2 L de capacidad se recogen 5 L de O_2 a 2 atm y 10 L de N_2 a 4 atm. Se dejan salir 25 L de la mezcla gaseosa a 1 atm. Calcular la presión final en el recipiente si la temperatura se mantuvo constante e igual a 25°C.

A) 62,4 atm B) 25,0 atm C) 10,4 atm
D) 12,5 atm E) 8,2 atm

25. La velocidad de un gas X es 3 veces la velocidad de difusión del gas CO_2. Hallar el peso molecular del gas X.

A) 2,42 B) 3,57 C) 4,89
D) 8,76 E) 5,46

26. ¿Cuántos gramos de metano (CH_4) deben ser mezclados con 30 g de etano (C_2H_6) para obtener una mezcla en la cual la presión parcial del CH_4 sea la mitad de la del etano?

A) 8 g B) 16 g C) 32 g
D) 48 g E) 64 g

27. Calcule la relación entre las velocidades de difusión del metano CH_4 y del dióxido de azufre (SO_2).
M.A: C = 12; S = 32; O = 16

A) 1/2 B) 1/3 C) 2
D) 3 E) 1/4

28. Un volumen de 100 ml de CH_4 se difunde en 20 segundos. ¿Qué tiempo se necesita para difundir 160 ml de He a las mismas condiciones de presión y temperatura?
M.A: He = 4; C = 12

A) 5 s B) 10 s C) 40 s
D) 16 s E) 32 s

29. Un volumen de 600 ml de O_2 se difunde en 25 minutos. ¿Qué tiempo se demora 160 ml de H_2 en difundirse a las mismas condiciones de presión y temperatura?

A) 50 s B) 15 s C) 100 s
D) 18 s E) 200 s

30. En un tubo de 180 cm de largo abierto en los extremos se coloca en forma simultánea H_2 y O_2 respectivamente?. ¿A qué distancia del H_2 se encuentran?

A) 48 cm B) 24 cm C) 144 cm
D) 96 cm E) 72 cm

31. Cierto volumen de CH_4 se difunde en 50 min. ¿Qué tiempo utiliza un volumen idéntico de una mezcla formada por masas iguales de O_2 y SO_2?

A) 17 min B) 70,2 min C) 25,6 min
D) 81,6 min E) 90,5 min

32. La velocidad del H_2 es cuatro veces la velocidad de una mezcla del NH_3 y CO_2. Hallar la fracción molar del NH_3 en la mezcla.

A) 2/3 B) 3/7 C) 4/9
D) 5/9 E) 9/4

33. Un tubo está provisto de orificios de entrada en sus extremos. Por el que ingresan simultáneamente BF_3 y NH_3 los gases reaccionan para formar un sólido blanco a 10 cm de la entrada del gas pesado. Hallar la longitud del tubo.
(M.A: F = 19; B = 11)

A) 15 B) 18 C) 20
D) 25 E) 30

34. A través de un orificio fluyen 80 cm^3 de oxígeno en 16 segundos. En las mismas condiciones 80 cm^3 de una mezcla de CO_2 y Cl_2 fluyen en 20 s. ¿Cuál es el % en volumen de CO_2 en la mezcla? M.A: Cl = 35,5

A) 49% B) 71,8% C) 22,2%
D) 51% E) 77,8%

35. El gas H_2S contenido en un efusiómetro se demora 20 segundos en desplazarse totalmente. ¿Qué tiempo se demora una mezcla gaseosa de SO y SO_2 en partes iguales en moles, bajo las mismas condiciones de presión y temperatura?

A) 19,6 s B) 13,4 s C) 25,7 s
D) 32,0 s E) 18,6 s

36. Del siguiente diagrama. Indicar a qué distancia del gas más liviano se produce el encuentro entre ambos gases a las mismas condiciones de temperatura.

SO_2 → [tubo] ← CH_4
|← 60 cm →|

A) 10 cm B) 12 cm C) 20 cm
D) 30 cm E) 40 cm

37. En un tubo de vidrio se coloca en los extremos HCl y NH_3. Si la longitud del tubo es 20 cm. ¿A qué distancia del HCl se formará el anillo de NH_4Cl?
(M.A: Cl = 35,5; N = 14)

A) 14,5 cm B) 10,2 cm C) 8,1 cm
D) 5,25 cm E) 9,2 cm

38. ¿Qué tiempo tardará en difundir 10 cc de hidrógeno gaseoso a través de una pared porosa, si 40 cc de oxígeno a las mismas condiciones tardaron 10 min?

A) 30 s B) 15,7 s C) 10,5 s
D) 37,5 s E) 38,5 s

39. Dos gases A y B cuya relación de sus pesos moleculares es de 9 : 1 se colocan uno a cada extremo de un tuvo de vidrio de 1 m de longitud. Calcular a qué distancia del extremo donde se coloca, el más ligero se encuentran dichos gases, si se colocan al mismo tiempo.

A) 10 cm B) 25 cm C) 50 cm
D) 75 cm E) 83 cm

40. En un volumen de 600 ml de He se difunde en 30 minutos. ¿Qué volumen de CH_4 se difun-de en 40 minutos a las mismas condiciones? (M.A: He = 4)

A) 200 ml B) 300 ml C) 400 ml
D) 500 ml E) 600 ml

41. Se recoge oxígeno gaseoso sobre agua a 25°C a la presión de 624 mmHg. Si está saturado de vapor. Hallar la presión de gas seco.
(Dato: P_{vapor} a 25°C = 23,8 mmHg)

A) 647,8 mmHg B) 500 mmHg
C) 600,2 mmHg
D) 760 mmHg E) 560 mmHg

42. Se recoge N_2 sobre agua a 30°C y 785,9 mmHg. Si está saturado de humedad y la presión de gas seco es 754,1 mmHg. Hallar la presión de vapor a 30°C.

A) 30,7 mmHg B) 31,8 mmHg
C) 32,5 mmHg
D) 33,7 mmHg E) 34,5 mmHg

43. Se recogen 298 ml de CO_2 sobre agua a 25°C y 623,8 mmHg. Si está saturado de humedad. ¿Cuál es el volumen de gas seco a 27°C y 750 mmHg)
(Dato: P_{vapor} a 25°C = 23,8 mmHg)

A) 200 ml B) 240 ml C) 280 ml
D) 320 ml E) 350 ml

44. Se recoge 290 ml de O_2 a 17°C sobre agua a una presión de 654,5 mmHg. Hallar el volumen del gas seco a 127°C y 800 mmHg.
(Dato: P_{vapor} a 17°C = 14,5 mmHg)

A) 200 ml B) 160 ml C) 320 ml
D) 500 ml E) 430 ml

45. Se tiene un balón de 10 ℓ lleno de Hidrógeno gaseoso saturado con vapor de agua a 15°C y 740 mmHg de presión. Calcule la masa total del gas húmedo contenido en el balón.
(Dato: P_{vapor} a 15°C = 13 mmHg)

A) 1,5 g B) 0,6 g C) 0,94 g
D) 0,32 g E) 0,46 g

46. Se recoge 624 ml de N_2O_4 a 30°C sobre agua a una presión de 756,8 mmHg. Hallar la masa del gas seco, si está saturado de humedad.
(P.A: N = 14; O; 16)
(Dato: P_{vapor} a 30°C = 31,8 mmHg)

A) 5,5 g B) 4,4 g C) 2,2 g
D) 7,2 g E) 3,5 g

47. Se desplazan 200 ml de CO sobre agua a 20°C y 695,7 mmHg. Si la humedad relativa es 80%. Hallar la presión del gas seco.
(Dato: P_{vapor} a 20°C = 17,5 mmHg)

A) 681,7 mmHg B) 678,2 mmHg
C) 654,2 mmHg
D) 709,7 mmHg E) 643,3 mmHg

48. Se tiene aire húmedo con humedad relativa del 80% a 40°C y 2 atm. Se expande isotérmicamente hasta la presión de 1 atm. Hallar la presión final del vapor.
(Dato: P_{vapor} a 40°C = 55,3 mmHg)

A) 55,3 mmHg B) 44,24 mmHg
C) 22,12 mmHg
D) 69,25 mmHg E) 37,22 mmHg

49. Una muestra de un gas se recogió sobre agua a 32°C y ocupa un volumen de 1 ℓ. El gas húmedo ejerce una presión de 1 atm cuando la humedad relativa es 95%. Al secarse la muestra ocupa 1 ℓ y ejerce una presión de 0,955 atm °C. ¿Cuál es la presión de vapor saturado del agua a 32°C?

A) 724,5 mmHg B) 35,6 mmHg
C) 33,8 mmHg
D) 37,5 mmHg E) 39,2 mmHg

50. Calcular la masa de 1 ℓ de aire saturado de humedad a 25°C y 770 mmHg; masa molar del aire = 28,96 g/mol.
(Dato: P_{vapor} a 25°C = 23,8 mmHg)

A) 1,164 g B) 0,023 g C) 1,041 g
D) 1 187 g E) 2,102 g



Reacciones Químicas

OBJETIVOS

- Reconocer cuando se produce una reacción química y sus evidencias de ella.
- Identificar los diferentes tipos de reacciones de acuerdo a su forma, energía y estado de oxidación.
- Conocer los métodos de balanceo de ecuaciones sus ventajas y desventajas.

PREDECIR LAS REACCIONES, los ingenieros de las industrias químicas precisan de modelos que les doten de una cierta capacidad de predicción química cuando se enfrentan a una reacción química. Sólo así pueden pronosticar el producto que resultará de la reacción.

Por ejemplo, podrán tomar las precauciones necesarias al envasar ciertos productos como sustancias ácidas en **PVC** y prever si el **polímero** se descompondrá o no en el peligroso cloruro de vinilo; o podrán elaborar nuevos productos como el cemento aluminoso y prever si sus características mecánicas se verán afectadas o no a lo largo del tiempo por reacciones químicas entre sus componentes; verter ciertos residuos y prever si afectarán y cómo al medio ambiente.



Tren de envasado
En la industria química es imprescindible conocer como reaccionan las sustancias entre sí.

REACCIONES QUÍMICAS

INTRODUCCIÓN

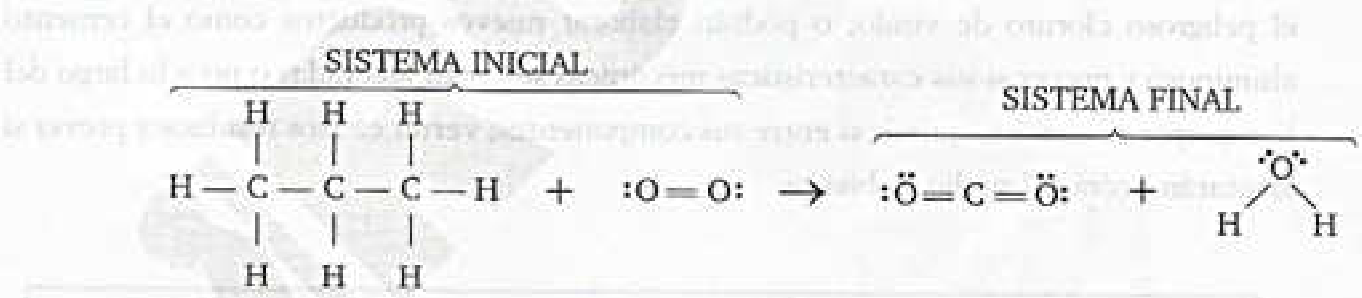
En toda reacción química se forma algún compuesto nuevo. Si un fenómeno determinado no lleva consigo la aparición de algún compuesto no ha ocurrido una reacción.

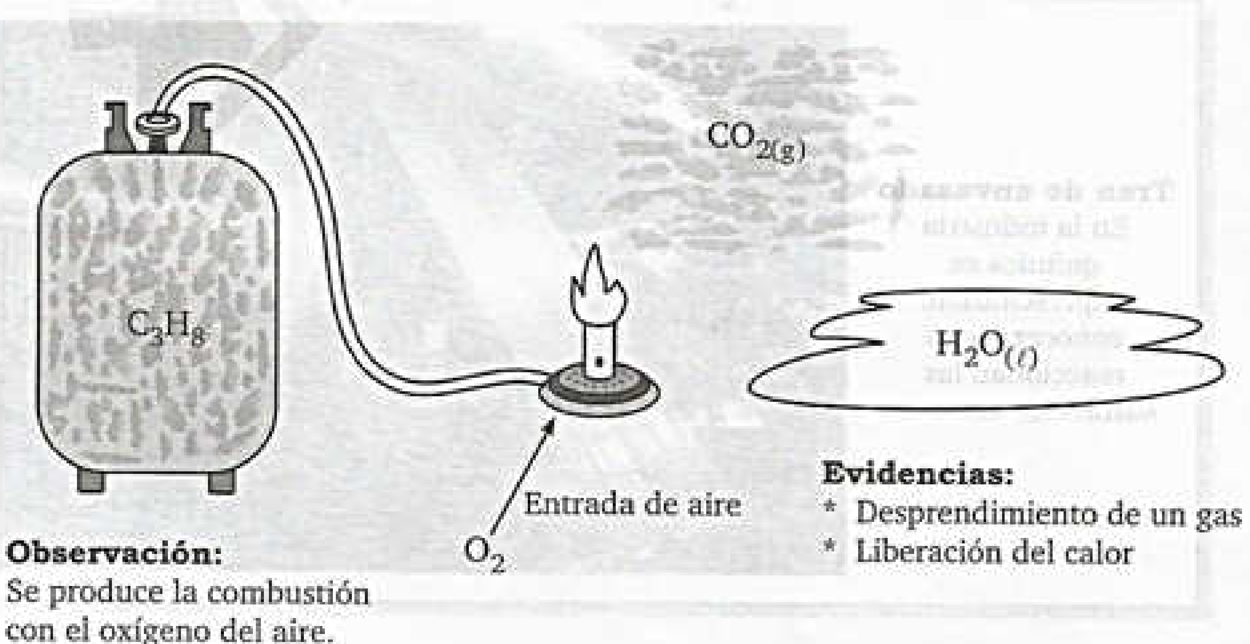
Las reacciones químicas son muy variadas y se encuentran presentes en la naturaleza; estas implican cambios en las sustancias por ejemplo: la oxidación de los metales por acción del oxígeno del aire; la hidrólisis de las grasas y los aceites por el agua, todas estas producen cambios internos y manifiestan nuevas propiedades tanto químicas como físicas.

CONCEPTO

Es un fenómeno químico donde se produce la ruptura de enlaces y la formación de nuevos enlaces, formando nuevas sustancias. Loa átomos conservan su identidad ya que solo existe un reacomodo de los átomos. La cantidad de átomo se conservan.

Ejemplo: La combustión del propano (C_3H_8).





ECUACIÓN QUÍMICA

Es la expresión matemática de una reacción química usando símbolo y fórmulas. Donde se especifica la parte cualitativa y cuantitativa de los reactantes y productos.

Ejemplo: De la reacción anterior.

$$\underbrace{C_3H_{8(g)} + 5O_{2(g)}}_{\text{Reactantes}} \longrightarrow \underbrace{3CO_{2(g)} + 4H_2O_{(\ell)}}_{\text{Productos}}$$

1, 5, 3, 4: Coeficientes de la reacción

→ Sentido de la reacción

EVIDENCIAS DE UNA REACCIÓN QUÍMICA

La ocurrencia de una reacción química en forma natural trae consigo cambios evidentes que se puede percibir a través de nuestros sentidos.

- Cambio de color y aparición o desaparición de sabor y olor (Propiedades organolépticas).
  Ejemplo: La oxidación de un clavo de hierro, putrefacción de frutas y alimentos.

- Variación de la temperatura del sistema (cambio térmico)
  Ejemplo: Los procesos de combustión liberan gran cantidad de energía calorífica.

- Liberación de un gas
  Ejemplo: Reacción entre el bicarbonato de sodio con vinagre (ácido acético), reacción entre el ácido clorhídrico (HCl) y un metal como el Zinc (Zn) producen $H_{2(g)}$

- Formación de precipitados (sólidos insolubles)
  Ejemplo: Cuando se combina NaCl y $AgNO_3$ acuoso se forma $AgCl_{(s)}$ insoluble en el agua y $NaNO_3$ soluble en el agua.

CLASIFICACIÓN DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

Existe una gran cantidad de reacciones químicas las cuales podemos agrupar de acuerdo a los siguientes criterios:

POR LA FORMA COMO SE ORIGINAN LOS PRODUCTOS

1. Reacción de Combinación (Síntesis o Adición)

Reaccionan dos o más sustancias (ya sean elementos o compuestos) para producir una sustancia.

$$A + B \longrightarrow C$$

Ejemplos:

- $2H_{2(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2H_2O_{(\ell)}$: Síntesis de Lavoisier
- $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftarrows 2NH_{3(g)}$: Síntesis de Haber - Bosch

2. Reacción de Descomposición

A partir de un compuesto se puede formar dos o más sustancias químicas



$$AB \xrightarrow{\text{Energía}} A + B$$

Ejemplos:

- $2NaCl_{(\ell)} \xrightarrow[\text{eléctrica}]{\text{Corriente}} 2Na_{(\ell)} + Cl_{2(g)}$: Electrólisis
- $H_2O_2 \xrightarrow{\text{Luz}} H_2O + O_2$: Fotolisis
- $2KC\ell O_{3(s)} \xrightarrow{\Delta} 2KC\ell_{(s)} + 3O_{2(g)}$: Pirolisis
  Δ :Calor absorbido

3. Reacción de Simple Desplazamiento (Sustitución Única)

Cuando un elemento de mayor reactividad reemplaza a otro se encuentra formando parte de un compuesto químico.

$$A + BC \longrightarrow AC + B$$

Donde: Elemento A es más activo que el elemento B

- Un metal sustituye a un catión metálico en su sal o al hidrógeno en un ácido, esta de acuerdo a su actividad química.

  Li > K > Ba > Ca > Na > Mg > Al > Zn > Fe > Cd > Ni > Sn > Pb > (H) > Cu > Hg > Ag

  Ejemplo: $Zn_{(s)} + AgNO_{3(ac)} \longrightarrow Zn(NO_3)_{2(Ac)} + Ag_{(s)}$

- Un no metal sustituye a un anión no metálico en su sal o ácido. Para halógenos la actividad química: $F_2 > Cl_2 > Br_2 > I_2$

  Ejemplo: $Cl_{2(g)} + NaBr_{(ac)} \longrightarrow NaCl_{(ac)} + Br_{2(l)}$

4. Reacción de Doble Desplazamiento (Metátesis)

Es aquella reacción en la cual dos elementos en dos compuestos diferentes intercambian posición. Generalmente los reactantes están en solución acuosa.

$$AB + CD \longrightarrow AD + CB$$

Ejemplos:

- Reacción de precipitación:

$$Pb(NO_3)_{2(ac)} + KI_{(ac)} \longrightarrow \underbrace{PbI_{2(s)}}_{\text{Precipitado Amarillo}} + KNO_{3(ac)}$$

- Reacción de Neutralización: Ácido + Hidróxido → Sal + H_2O

$$HCl_{(ac)} + NaOH_{(ac)} \longrightarrow NaCl_{(ac)} + H_2O_{(\ell)}$$

SEGÚN LA VARIACIÓN DE ENERGÍA

CONCEPTOS PREVIOS

• ENTALPÍA (H)

Es una variable termodinámica que cuantifica la cantidad de calor que tiene una sustancia. Es una propiedad extensiva (depende de la masa). Su símbolo es H y si se mide a 25 °C y P = 1 atm. se le llama entalpía estándar ($\overset{o}{H}$)

	H°_F (kJ / mol)
CO	–110,4
CO_2	–393,5
O_2	0
H_2O	–285,5

• ENERGÍA DE ACTIVACIÓN (Ea)

Es la energía necesaria mínima que absorben los reactantes para romper todos los enlaces (energía positiva). Se puede determinar la energía del complejo activado menos la energía de los reactantes.

• COMPLEJO ACTIVADO (CA)

Es el estado energético en el que los átomos libres presentan alta energía y son inestables. Se empiezan a formar nuevos enlaces.

- **CALOR DE REACCIÓN ΔH**

Es la variación de energía, el cual puede ser liberada o absorbida, se determina restando la entalpía de los productos menos la entalpía de los reactantes.

$$\Delta H = H_{productos} - H_{reactantes}$$

1. Reacción Exotérmica (ΔH < O)

Reacción en donde hay una pérdida neta de energía, debido a que la energía de los productos es menor respecto a los reactantes.
Este tipo de reacción se representa por:

$$A + B \longrightarrow C + D + Q$$

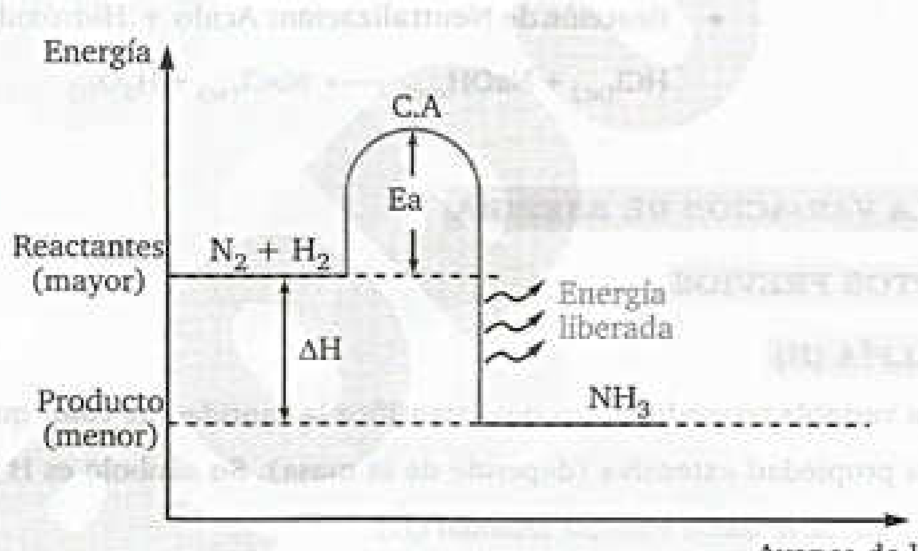


Gráfico de una reacción exotérmica.

Formas de expresar una reacción exotérmica.

- $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \longrightarrow NH_{3(g)} + Q$
- $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \longrightarrow NH_{3(g)}$; $\Delta H < 0$

$$E_P < E_R$$

$$\Delta H < 0$$



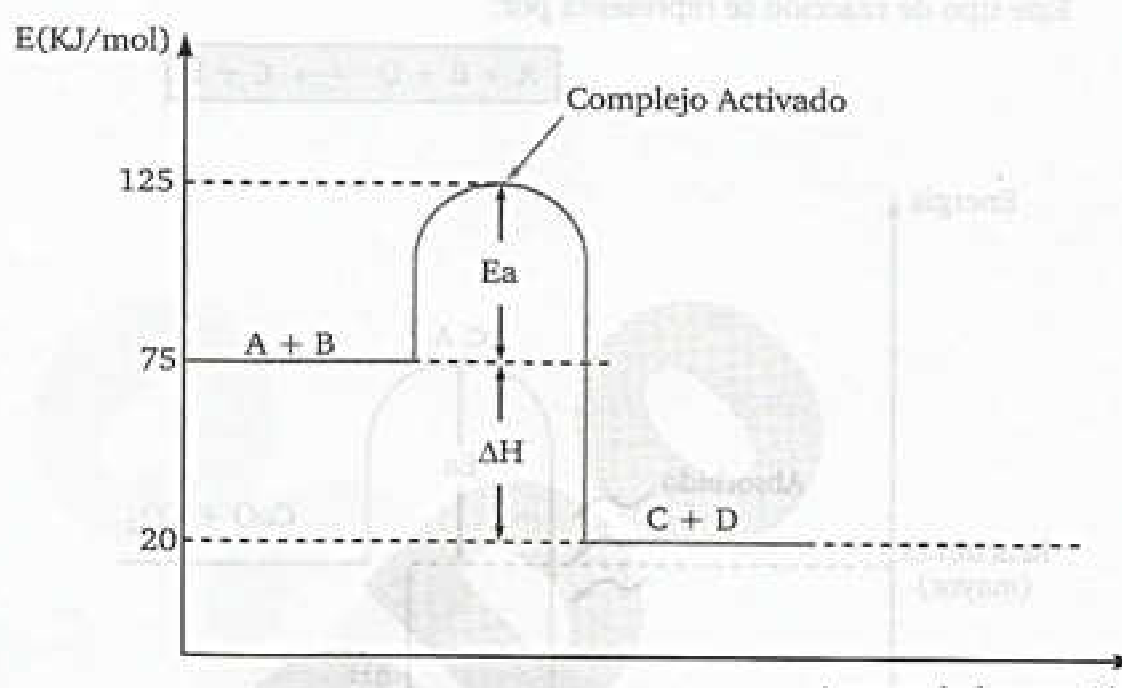
Donde:
C.A : Complejo activado
Ea : Energía de activación
ΔH : Entalpía o calor de reacción

ΔH : Energía de Productos – Energía de Reactantes

$$\Delta H = E_P - E_R$$

Ejemplo: Se tiene la siguiente reacción química:

$$A + B \longrightarrow C + D$$



Entonces se puede afirmar:

- La energía de activación es:

$$E_A = 125 - 75 = 50\ \text{KJ/mol}$$

- La entalpía de reacción es:

$$\Delta H:\ \underbrace{E_P}-\underbrace{E_R}$$

$$\Delta H:\ 20 - 75 = -55\ \text{KJ/mol}$$

- La energía del complejo activado es:

$$E_{CA} = 125\ \text{KJ/mol}$$

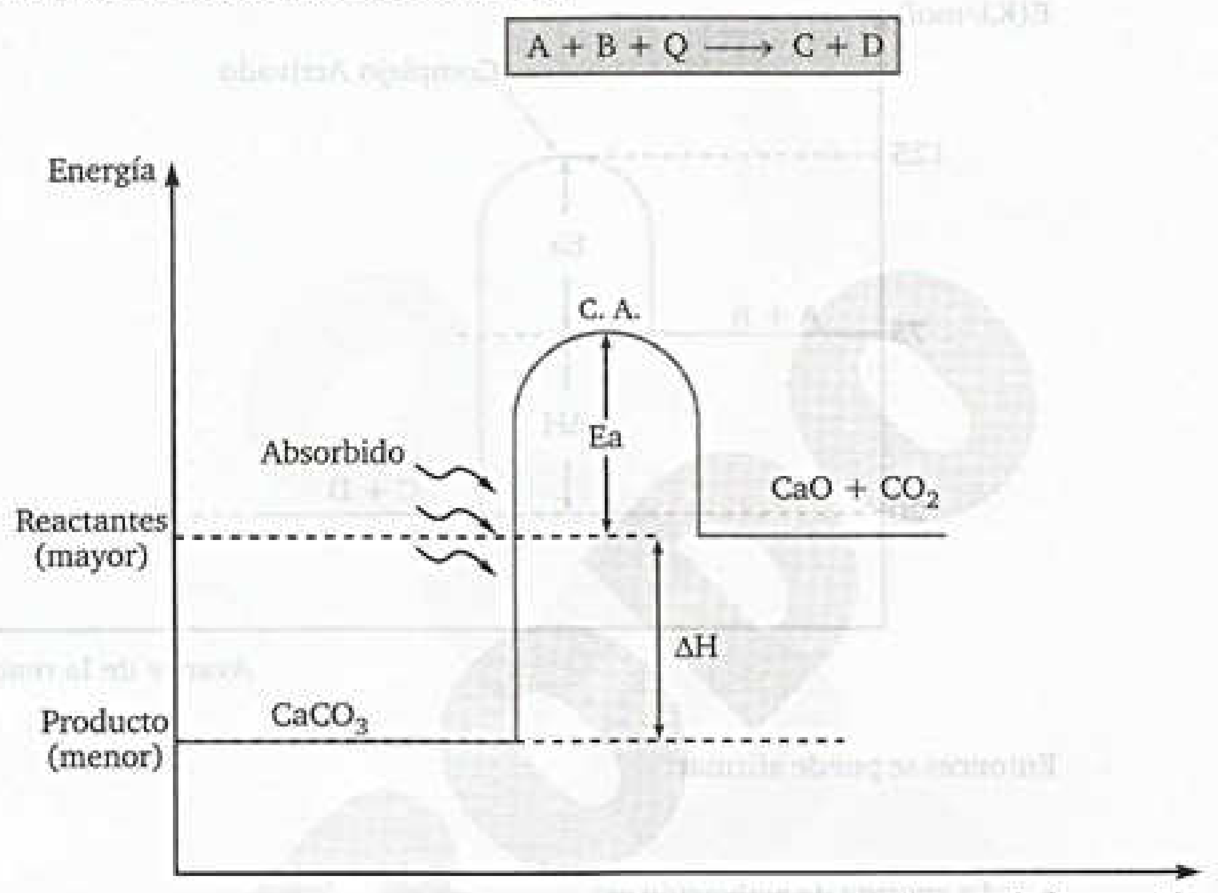


2. Reacción Endotérmica ($\Delta H > O$)

Reacción que absorbe energía por lo tanto la energía de los productos es mayor al de los reactantes.

Este tipo de reacción se representa por:

$$A + B + Q \longrightarrow C + D$$



Gráfica de una reacción endotérmica.

Formas de representar una reacción endotérmica.

Se puede representar:

$$CaCO_3 + Q \longrightarrow CaO + CO_2$$

$$CaCO_3 \longrightarrow CaO + CO_2 \; ; \; \Delta H > 0$$

Donde: C.A: Complejo activado

Ea: Energía de activación

Se cumple: ΔH $\Delta H > 0$

$$\Delta H = E_P - E_R$$

$$E_P > E_R$$

POR LA VARIACIÓN DEL ESTADO DE OXIDACIÓN (E.O)

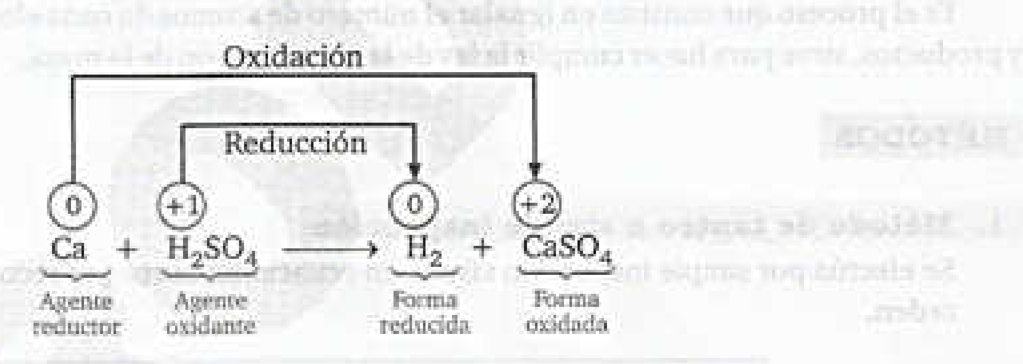
1. Reacción Redox

Son aquellas que ocurren mediante transferencia de electrones, es decir hay átomo que pierden electrones (oxidación) y átomo que gana electrones (reducción). En forma práctica:

Reducción	Oxidación
Se gana electrones	Se pierde electrones
E.O. disminuye	E.O. aumenta
La sustancia que se reduce se denomina AGENTE OXIDANTE	La sustancia que se oxida se denomina AGENTE REDUCTOR

Donde: E.O.: Estado de oxidación

Ejemplo:



TIPOS DE REACCIONES REDOX:

A. Redox intermolecular: Cuando el elemento que se oxida y se reduce está en especies químicas diferentes.

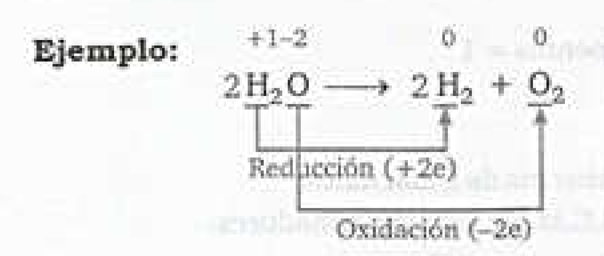
Ejemplo:

$$2\overset{-3+1}{NH_3} + 3\overset{+2\,-2}{CuO} \longrightarrow \overset{0}{N_2} + 3\overset{0}{Cu} + 3\overset{+1-2}{H_2O}$$

Reducción (+2e)

Oxidación (–3e)

B. Redox intramolecular: Cuando en una misma especie química se encuentra los elementos que se oxidan y se reducen.



C. **Redox de dismutación o desproporción:** También se denomina desproporción o autoredox, ocurre cuando una misma especie química se oxida y reduce a la vez.

Ejemplo:

$$\overset{+1+3-2}{HNO_2} \longrightarrow \overset{+1+5-2}{HNO_3} + \overset{+2-2}{NO} + \overset{+1-2}{H_2O}$$

Oxidación (–3e)

Reducción (+2e)



2. Reacción No Redox

Aquella reacción donde ningún átomo cambia de estado de oxidación.

Ejemplo:

$$\overset{+1}{Na}\overset{-2}{O}\overset{+1}{H} + \overset{+1}{H}\overset{-1}{Cl} \longrightarrow \overset{+1}{Na}\overset{-1}{Cl} + \overset{+1}{H_2}\overset{-2}{O}$$

BALANCE DE ECUACIONES

Es el proceso que consiste en igualar el número de átomos de cada elemento químico en reactantes y productos, sirve para hacer cumplir la ley de la conservación de la masa.

MÉTODOS

1. Método de tanteo o simple inspección

Se efectúa por simple inspección visual, en ecuaciones cortas, es recomendable seguir el siguiente orden.

ORDEN	1er	2do	3er	4to
ELEMENTOS	Metal	No Metal ≠ H y O	H	O

Ejemplo: $Fe + H_2O \longrightarrow Fe_2O_3 + H_2$

Balancear e indicar la suma de coeficientes.

Solución: $2Fe + 3H_2O \longrightarrow Fe_2O_3 + 3H_2$

$\therefore \quad \Sigma coef. = 2 + 3 + 1 + 3 = 9$

2. Método de los coeficientes indeterminados

Procedimiento:

- Cumplir condición: # componente – # elementos = 1
- Asignar coeficientes literales a la ecuación.
- Plantear las ecuaciones de balance.
- Dar un valor a una variable y se resuelve el sistema de ecuaciones.
- Multiplicar a todos los coeficientes por el M.C.M. de los denominadores.

Ejemplo: Balancear la siguiente ecuación:

$$I_2 + NHO_3 \longrightarrow HIO_3 + NO + H_2O$$

Solución:

$$AI_2 + BNHO_3 \longrightarrow CHIO_3 + DNO + EH_2O$$

Planteo de ecuaciones:

$I : 2A = C$ ....(α)

$N : B = D$ ....(β)

$H : B = C + 2E$ ....(γ)

$O : 3B = 3C + D + E$ ....(ψ)

Se asigna a: $B = 1$

En (β): $D = 1$

En (γ): $1 = C + 2E$ ....(1)

En (ψ): $3(1) = 3C + 1 + E$

$\Rightarrow 2 = 3C + E$ ....(2)

Resolviendo (1) y (2):

$$1 = C + 2E$$
$$(2 = 3C + E) \times 2 \quad (-)$$
$$3 = 5C \Rightarrow C = \frac{3}{5}\ ;\ E = \frac{1}{5}$$

En (α): $2A = \frac{3}{5} \Rightarrow A = \frac{3}{10}$

Finalmente a todos por M.C.M. de los denominadores × 10

$$A = \frac{3}{10} \cdot 10 = 3 \qquad B = 1 \cdot 10 = 10 \qquad C = \frac{3}{5} \cdot 10 = 6$$

$$D = 1 \cdot 10 = 10 \qquad E = \frac{1}{5} \cdot 10 = 2$$

$$\therefore\ A = 3\ ;\ B = 10\ ;\ C = 6\ ;\ D = 10\ ;\ E = 2$$

3. Método Redox

Se aplican a ecuaciones que no son tan simples, donde existe reducción y oxidación. Seguir los siguientes pasos:

- Se determina el estado de oxidación de cada átomo, para identificar la oxidación y la reducción.
- Balancear independientemente la reducción y la oxidación; primero en masa (igualando en número de átomos) y luego en carga (número de electrones ganados o perdidos).
- Igualar el número de electrones ganados y perdidos, para lo cual se multiplican las semi-reacciones por cierto número entero mínimo apropiado; así se determinan los coeficientes.
- Se termina el balance por tanteo, siguiendo el orden establecido en dicho método, éste último paso es necesario, porque los elementos que no sufren el cambio en el estado de oxidación. Normalmente no están balanceados.

Ejemplo: Balancee la ecuación:

$$H_2SO_4 + NH_3 \longrightarrow HNO_3 + S + H_2O$$

Solución:

$$\overset{+6}{4H_2SO_4} + \overset{-3}{3NH_3} \longrightarrow \overset{+5}{3HNO_3} + \overset{0}{4S} + 7H_2O$$

Ox$(-8e^-) \times 3$

Red$(+6e^-) \times 4$

Por tanteo

Donde:
- $\# e^-$ (Transferidos) = $24 e^-$
- Coeficiente del agente reductor = 3

Reactantes	Agente Oxidante	Aquella sustancia que se reduce, gana e^-.
	Agente Reductor	Aquella sustancia que se oxida, pierde e^-.
Productos	Forma Oxidada	Sustancia que se produce luego de la oxidación.
	Forma Reducida	Sustancia que se produce luego de la reducción.

4. Método del ión – electrón

La mayor parte de las reacciones que ocurren en el laboratorio, se realizan en disolución acuosa, en estas hay presencia de iones, esta pueda ser en medio ácido (H^+) o en medio básico (OH^-). Para balancear estas ecuaciones se debe seguir el procedimiento.

- **Balanceo en medio ácido:**

Ejemplo: Balancear la ecuación en medio ácido:

$$Cr_2O_7^{-2} + Fe^{+2} \longrightarrow Cr^{+3} + Fe^{+3}$$

a) Balancear por redox la ecuación:

$$\underline{Cr_2}O_7^{-2} + \underline{Fe}^{+2} \longrightarrow \underline{Cr}^{+3} + \underline{Fe}^{+3}$$

Reducción (+3e)

Oxidación (−1e)

Planteo de semireacciones:

$$\times 6\left(\begin{array}{l} Cr_2^{+6} + 3e \xrightarrow{\times 2} 2Cr^{+3} : \text{Reducción} \\ Fe^{+2} - 1e \longrightarrow Fe^{+3} : \text{Oxidación} \end{array}\right)$$

$$Cr_2^{+6} + 6Fe^{+2} \longrightarrow 6Fe^{+3} + 2Cr^{+3}$$

La ecuación balanceada por redox es:

$$Cr_2O_7^{-2} + 6Fe^{+2} \longrightarrow 6Fe^{+3} + 2Cr^{+3}$$

b) El balance de oxígeno se realizará con moléculas de agua y el de hidrógeno con H^+

Donde falta	Donde sobra
nH_2O	$2nH^+$

En la ecuación: $\underbrace{Cr_2O_7^{-2}} + 6Fe^{+2} \longrightarrow 6Fe^{+3} + 2Cr^{+3}$

Sobra 7 "O" $+14H^+$ — Falta 7 "O" $+7H_2O$

➩ La ecuación balanceada en medio ácido:

$$Cr_2O_7^{-2} + 6Fe^{+2} + 14H^+ \longrightarrow 6Fe^{+3} + 2Cr^{+3} + 7H_2O$$

- **Balanceo en medio básico:**

Ejemplo: Balancear la siguiente ecuación en medio básico:

$$Al + NO_3^- \longrightarrow Al^{+3} + NO$$

a) Balancear por redox la ecuación:

$$\overset{0}{Al} + \overset{+5\,-2}{NO_3^-} \longrightarrow \overset{}{Al^{+3}} + \overset{+4\,-2}{NO_2}$$

Oxidación (–3e)

Reducción (+1e)

Planteo de semireacciones:

$$Al \;-3e \longrightarrow Al^{+3} \;:\; \text{Oxidación}$$
$$3.\left(N^{+5} + 1e \longrightarrow N^{+4}\right) \;:\; \text{Reducción}$$
$$Al + 3N^{+5} \longrightarrow Al^{+3} + 3N^{+4} \qquad \#\,e\text{ transferidos} = 3$$

La ecuación balanceada por redox es:

$$Al + 3NO_3^- \longrightarrow Al^{+3} + 3NO_2$$

b) El balance de oxígeno se realizará con moléculas de agua y el de OH^-

Donde falta	Donde sobra
$2n(OH)^-$	nH_2O

En la ecuación: $Al + 3NO_3^- \longrightarrow Al^{+3} + 3NO_2$

Hay: "9 oxígenos" — "6 oxígenos"

Sobra 3 "O" $+3H_2O$ — Falta 3 "O" $+6OH^-$

➩ La ecuación balanceada en medio básico es:

$$Al + 3NO_3^- + 3H_2O \longrightarrow Al^{+3} + 3NO_2 + 6OH^-$$

EJERCICIOS DE APLICACIÓN



1. Respecto a las reacciones químicas, indique las afirmaciones correctas:
   I. Son fenómenos químicos donde se forman nuevas sustancias.
   II. No es indispensable la presencia de energía para su desarrollo.
   III. Su balanceo se desarrolla de acuerdo con la ley de conservación de la materia.

   Rpta.: ....

2. Diga cuantos de los siguientes procesos representan reacciones químicas:
   I. Vaporización de la gasolina.
   II. Fotosíntesis.
   III. Consumo del gas natural para la producción de electricidad.
   IV. Formación de hilos de cobre a partir de planchas de este metal.

   Rpta.: ....

3. Identifique las relaciones incorrectas reacción tipo:
   I. Sustitución: $Zn + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + H_2$
   II. Descomposición:
   $NaOH + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + H_2O$
   III. Síntesis: $N_2 + H_2 \rightarrow Nh_3$

   Rpta.: ....

4. La detección de iones cloruro en el agua por medio del nitrato de plata se desarrolla de acuerdo con la reacción:
   $AgNO_{3(ac)} + NaCl_{(ac)} \rightarrow AgCl_{(s)} + NaNO_{3(ac)}$
   Indique el tipo de reacción al cual pertenece:

   Rpta.: ....

5. Luego de balancear la siguiente reacción indique como respuesta la suma de coeficientes:
   $CuO + NH_3 \rightarrow Cu + N_2 + H_2O$

   Rpta.: ....

6. Luego de balancear la siguiente reacción indique como respuesta la suma de coeficientes:
   $Al + H_2SO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + H_2$

   Rpta.: ....

7. Luego de balancear la siguiente reacción indique como respuesta la suma de coeficientes:
   $Fe_3O_4 + CO \rightarrow Fe + CO_2$

   Rpta.: ....

8. Sobre las reacciones redox, indique la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:
   I. Son reacciones donde se produce transferencia de electrones.
   II. El agente oxidante es la especie que en la reacción se reduce.
   III. El agente reductor provoca la oxidación.

   Rpta.: ....

9. Identifique los siguientes procesos si son de oxidación (O) o reducción (R):
   I. $Pb^{4+} \rightarrow Pb^{2+}$
   II. $MnO_4^- \rightarrow Mn^{2+}$
   III. $Cr^{3+} \rightarrow CrO_7^{2-}$

   Rpta.: ....

10. Clasifique las siguientes reacciones como endotérmicas (En) o exotérmicas (Ex):
   I. Quema de la madera.
   II. Acción del ácido muriático sobre el sarro de los baños.
   III. Electrólisis del agua.

   Rpta.: ....

PROBLEMAS RESUELTOS

PROBLEMA 1 Respecto a las reacciones químicas, indicar verdadero (V) o falso (F):

I. Son procesos químicos que implican cambios en las propiedades y estructura de las sustancias.

II. Son provocadas por factores energéticos como el calor, luz, la electricidad, etc.

III. En este proceso los enlaces químicos se mantienen inalterables.

IV. Se lleva a cabo con la finalidad de obtener un producto específico.

A) VVVF B) VFVF C) FFVF
D) VVFV E) FVVF

Resolución:

I. VERDADERO : En las reacciones químicas hay cambios en la estructura de una o más sustancias por lo tanto cambio en propiedades.

II. VERDADERO : Los factores energéticos intervienen en todas las reacciones ya sean liberando o absorbiendo.

III. FALSO : En una reacción química hay ruptura y formación de enlaces.

IV. VERDADERO : Se lleva acabo para obtener un determinado producto o conjunto de compuestos.

∴ CLAVE: D

PROBLEMA 2 Indicar la ecuación química que representa una reacción química de síntesis.

A) $CaCO_3 \longrightarrow CaO + CO_2$

B) $H_2O_2 \longrightarrow H_2O + O_2$

C) $C_3H_8 + O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O$

D) $H_2 + N_2 \longrightarrow NH_3$

E) $H_2O + SO_3 \longrightarrow H_2SO_4$

Resolución: Una reacción de síntesis es aquella en donde dos o más sustancias reaccionan para dar lugar a un compuesto más complejo.

∴ CLAVE: D

A todo el público en general:

El Proyecto Modo Scan+100 2.0, nace de una idea del **Team Calapenshko**, el cual es difundir todo aquel texto inédito que no esté circulando en la red.

Nuestro Grupo Calapenshko hace el mejor esfuerzo para digitalizar este libro, y así usted estimado lector pueda obtener la mejor experiencia que toda persona desea al abrir un libro.

Este proyecto llega gracias a las **donaciones que se pudo obtener de 100 personas** comprometidas con el proyecto **MODO SCAN+100 2.0**.

Este libro no debe ser prostituito monetariamente, este libro no debe ser coleccionado, este libro debe ser destruido analíticamente, así que te invito a leerlo.

No pagues por este libro de **circulación gratuita**, búscalo en la red.

Atentamente, el GRUPO CALAPENSHKO

02 de setiembre del 2020



PROBLEMA 3 Respecto a las reacciones químicas indique verdadero (V) o falso (F):

I. Los reactantes se consumen conforme se desarrolla la reacción.

II. Los reactantes y productos poseen las mismas propiedades químicas.

III. En estos procesos se cumple la ley de la conservación de la masa.

A) VFV B) VVF C) FVV
D) FFV E) VVV

Resolución:

I. VERDADERO : Una reacción química se efectúa consumiendo los reactantes y aumentando los productos.

II. FALSO : Los reactantes son sustancias de estructura y propiedades diferentes a los productos.

III. VERDADERO : Toda reacción cumple con la ley de la conservación de la masa la cual señala: la masa que entra en una reacción es igual a la masa que sale de ella.

∴ CLAVE: A

PROBLEMA 4 Al hervir el agua potable, los bicarbonatos de Ca y Mg se convierten en carbonatos y son depositados en las paredes del recipiente. Si la reacción que se produce al añadir ácido acético para eliminar los depósitos es

$CaCO3_{(s)} + 2CH_3COOH_{(ac)} \rightarrow Ca(CH_3COO)_{2(ac)} + CO_{2(g)} + H_2O_{(l)}$.

¿qué tipo de reacción ocurre? **ADMISIÓN UNMSM 2017 - II**

A) Descomposición B) Adición C) Desplazamiento
D) Oxidación – reducción E) Doble sustitución

Resolución: De la reacción, se tiene:

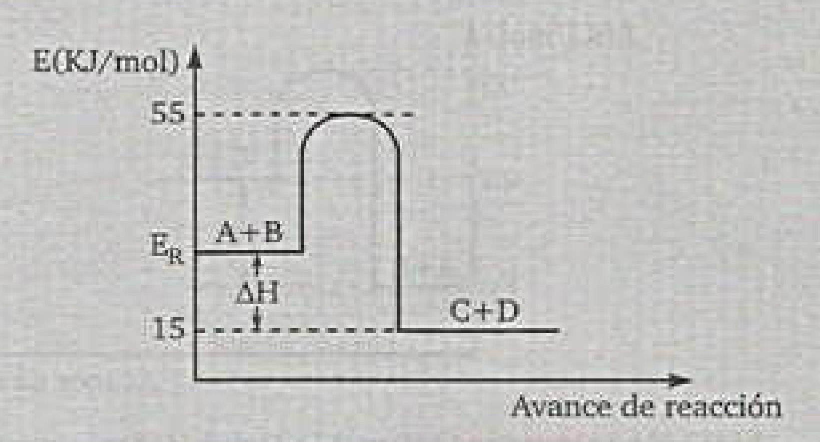
$$CaCO_{3(s)} + 2CH_3COOH_{(ac)} \rightarrow Ca(CH_3COO)_{2(ac)} + \underbrace{CO_{2(g)} + H_2O_{(\ell)}}_{H_2CO_3}$$

Ocurre la doble sustitución (Intercambio de iones

H_2CO_3
Ácido Carbónico
Inestable
Se descomponen

∴ CLAVE: E

PROBLEMA 5 En la gráfica:



Si la energía de activación es 10 KJ/mol. Hallar el calor de reacción.

A) –45 KJ/mol B) –30 KJ/mol C) –35 KJ/mol
D) 50 KJ/mol E) 45 KJ/mol

Resolución: Dato: $E_A = 10$ KJ/mol

E_R : $E_{Reactantes} = ¿?$

E_{CA} : $E_{Complejo\ Activado} = 55$ KJ/mol

E_P : $E_{Productos} = 15$ KJ/mol

Nos piden: ΔH = Calor de reacción

$\Delta H = ¿?$

Se sabe: $\boxed{\Delta H = E_P - E_R}$ ....(ψ)

Como no se conoce E_R usamos:

$$\boxed{E_A = E_{CA} - E_R}$$

$$10 = 55 - E_R$$

$$\Rightarrow E_R = 45 \text{ KJ/mol}$$

Reemplazando en (ψ):

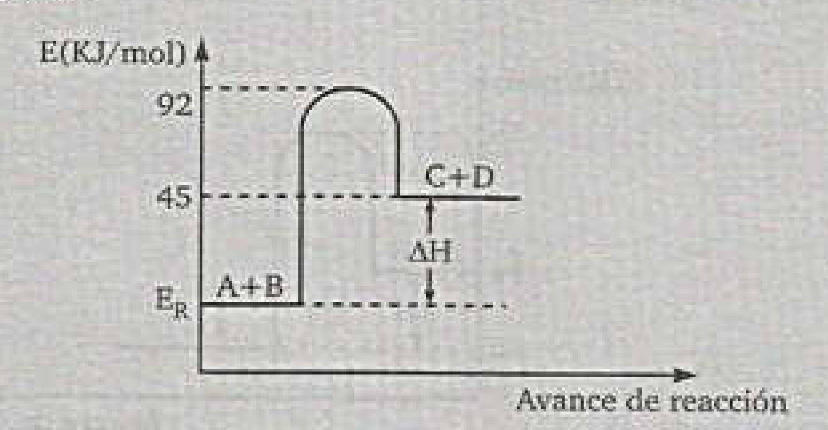
$$\Delta H = 15 - 45 \text{ KJ/mol}$$

$$\Delta H = -30 \text{ KJ/mol}$$

∴ CLAVE: B



PROBLEMA 6 En la gráfica:



Si el calor de reacción (ΔH) es 32 KJ/mol. Hallar la energía de activación.

A) 75 KJ/mol
B) – 20 KJ/mol
C) – 80 KJ/mol
D) 70 KJ/mol
E) 79 KJ/mol

Resolución: Dato: $E_{CA} = 92\ KJ/mol$

Para hallar la energía de activación se necesita la ecuación:

$$\boxed{E_A = E_{CA} - E_R} \quad ....(\alpha)$$

Como no se conoce E_R utilizamos el dato:

$$\boxed{\Delta H = 32 = E_P - E_R}$$

$$32 = 45 - E_R$$

$$\Rightarrow E_R = 45 - 32 = 13\ KJ/mol$$

Reemplazando en (α):

$$E_A = 92 - 13 = 79\ KJ/mol$$

∴ CLAVE: E

PROBLEMA 7 Respecto a las reacciones redox indicar verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

I. Ocurre cambios en los estados de oxidación debido a la pérdida y ganancia de electrones.
II. El agente reductor se oxida en la reacción.
III. Ocurre transferencia de electrones desde el agente reductor al agente oxidante.
IV. El agente oxidante y el agente reductor en una misma ecuación siempre son distintas sustancias.

A) VVVF
B) VFVF
C) FFFV
D) FVVF
E) VVFF

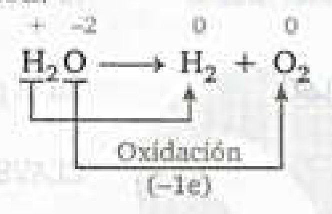
team CALAPENSHKO

Resolución: I. VERDADERO : En una reacción redox se produce en forma simultánea la oxidación pérdida de electrones) y la reducción (gana electrones), variando los estados de oxidación.

II. VERDADERO : El agente reductor es aquel reactante que provoca la reducción de otra sustancia, mientras que el se oxida.

III. VERDADERO : Hay transferencia de electrones el agente reductor pierde electrones, mientras que el agente oxidante gana electrones.

IV. FALSO : En la reacción:



En una reacción redox intramolecular la oxidación y reducción ocurre en la misma sustancia.

∴ CLAVE: A

PROBLEMA 8 Los convertidores catalíticos son instalados en los automóviles con el fin de transformar los subproductos tóxicos de la combustión ($CO_{(g)}$ y $NO_{(g)}$) en sustancias inocuas ($CO_{2(g)}$ y $NO_{2(g)}$). Determine el valor de verdad (V o F) de los enunciados respecto de las siguientes reacciones de conversión:

$$2CO_{(g)} + O_{2(g)} \xrightarrow{\text{catalizador}} 2CO_{2(g)} + \text{calor}$$

$$2NO_{(g)} \xrightarrow{\text{catalizador}} N_{2(g)} + O_{2(g)} + \text{calor}$$

I. Cuando se forma el CO_2, el carbono se oxida.

II. Se forma $N_{2(g)}$, cuando el nitrógeno se reduce.

III. En ambas reacciones, el oxigeno se oxida.

ADMISIÓN UNMSM 2017 - II

A) VVF B) VFF C) FFV
D) FVF E) VFV

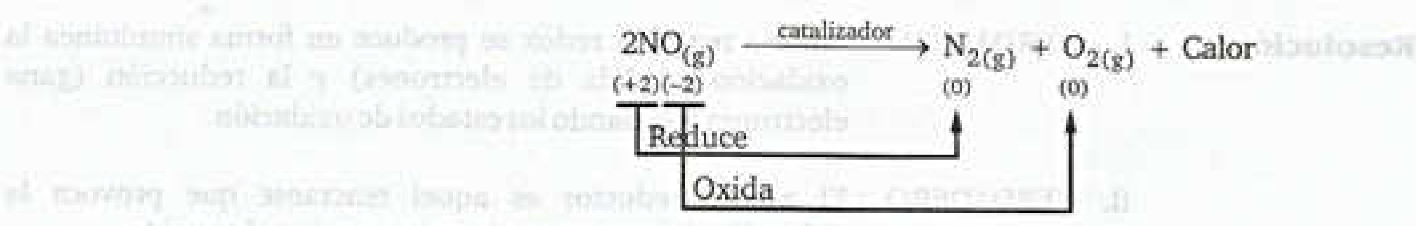
Resolución: De las reacciones:

$$CO_{(g)} + O_{2(g)} \xrightarrow{\text{catalizador}} 2CO_{2(g)} + \text{Calor}$$

(+2) (0) (+4)(−2)

Oxida

Reduce



Analizando las proposiciones:

I. VERDADERO El C^{2+} se oxida a C^{4+}.

II. VERDADERO El N^{2+} se reduce a N_2.

III. FALSO En la primera reacción el O_2 se reduce a O^{2-}

∴ CLAVE: A

PROBLEMA 9 ¿Cual de las siguientes reacciones es de dismutación o desproporción?

A) $H_2 + Br_2 \longrightarrow HBr$

B) $Zn + HCl \longrightarrow ZnCl_2 + H_2$

C) $Fe + S \longrightarrow FeS$

D) $H_3PO_3 \longrightarrow H_3PO_4 + PH_3$

E) $Au_2O_3 \longrightarrow Au + O_2$

Resolución: Las reacciones redox de dismutación o desproporción ocurren cuando la oxidación y reducción ocurren en el mismo elemento del reactante.

Ejemplo: $\overset{+}{H_3}\overset{+3}{P}\overset{-2}{O_3} \longrightarrow \overset{+}{H_3}\overset{+5}{P}\overset{-2}{O_4} + \overset{-3}{P}\overset{+}{H_3}$

−2e: Oxid.

+6e: Reducción

∴ CLAVE: D

PROBLEMA 10 Balancear la siguiente reacción química:

$$FeS_2 + O_2 \longrightarrow SO_2 + Fe_2O_3$$

Hallar el coeficiente del oxígeno.

A) 07 B) 09 C) 11
D) 13 E) 15

Resolución: Balanceando por tanteo, se inicia con el Hierro (Fe).

$$2FeS_2 + O_2 \longrightarrow SO_2 + Fe_2O_3$$

Luego continuamos con el azufre(S).

$$2FeS_2 + O_2 \longrightarrow 4SO_2 + Fe_2O_3$$

Finalmente el Oxígeno.

$$2FeS_2 + \frac{11}{2}O_2 \longrightarrow 4SO_2 + Fe_2O_3$$

Se multiplican a todos por 2.

$$4FeS_2 + 11O_2 \longrightarrow 8SO_2 + 2Fe_2O_3$$

$\therefore$ CLAVE: C

PROBLEMA 11 Balancear: $C_7H_5N_3O_6 + O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O + N_2$

Indique el coeficiente de O_2.

A) 25 B) 23 C) 21
D) 19 E) 17

Resolución: Según el método del tanteo hacemos el balance del Carbono (C) y Nitrógeno (N).

$$2C_7H_5N_3O_6 + O_2 \longrightarrow 14CO_2 + H_2O + 3N_2$$

Continuando con el Hidrógeno:

$$2C_7H_5N_3O_6 + O_2 \longrightarrow 14CO_2 + 5H_2O + 3N_2$$

Como el oxígeno no esta balanceado; concluimos el balance:

$$2C_7H_5N_3O_6 + \frac{21}{2}O_2 \longrightarrow 14CO_2 + 5H_2O + 3N_2$$

Multiplicando a todo por 2:

$$4C_7H_5N_3O_6 + 21O_2 \longrightarrow 28CO_2 + 10H_2O + 6N_2$$

$\therefore$ CLAVE: C

PROBLEMA 12 Balancear por el método de coeficientes indeterminados la siguiente ecuación y dar como respuesta la suma de coeficientes de los productos:

$$Cu + HNO_3 \longrightarrow Cu(NO_3)_2 + NO_2 + H_2O$$

A) 5 B) 13 C) 21
D) 11 E) 8

Resolución: Condición: $\underbrace{\#Componentes}_{5} - \underbrace{\#Elementos}_{4} = 1$ $= 1$

Procedimiento:

a) Asignar coeficientes literales:

$$ACu + BHNO_3 \longrightarrow CCu(NO_3)_2 + DNO_2 + EH_2O$$

b) Planteo las ecuaciones de balance:

$$Cu: A = C$$

$$N: B = 2C + D \text{ ....}(\alpha)$$

$$H: B = 2E$$

$$O: 3B = 6C + 2D + E \text{ ....}(\beta)$$

c) Asignando un valor a una variable. Para "B":

$$\boxed{B = 2} \; ; \; E = 1 \qquad (\qquad) \times 2$$

En (α): $2 = 2C + D$

En (β): $3(2) = 6C + 2D + 1$ ⇨

$$\begin{array}{r} 2 = 2C + D \\ 5 = 6C + 2D \\ \hline 1 = 2C \end{array} \Big) (-)$$

$$\boxed{C = \frac{1}{2}} \; ; \; A = \frac{1}{2}$$

⇨ Reemplazando en (α):

$$2 = 2\left(\frac{1}{2}\right) + D$$

$$1 = D$$

A todo por 2: $A = 1; \; B = 4; \; C = 1; \; D = 2; \; E = 2$

Entonces: $\underbrace{1}_{C} + \underbrace{2}_{D} + \underbrace{2}_{E} = 5$

$\therefore$ CLAVE: A

PROBLEMA 13 Balancear por el método de coeficientes indeterminados la siguiente ecuación y dar como respuesta la suma de coeficientes de los productos:

$$KMnO_4 + HCl \longrightarrow MnCl_2 + KCl + Cl_2 + H_2O$$

A) 12 B) 15 C) 17

D) 14 E) 19

Resolución: Condición: $6 - 5 = 1$

Dando coeficientes literales a la ecuación:

$$AKMnO_4 + BHCl \longrightarrow CMnCl_2 + DKCl + ECl_2 + FH_2O$$

Ecuaciones de balance:

$$K : A = D$$

$$Mn : A = C$$

$$Cl : B = 2C + D + 2E \; ....(\psi)$$

$$H : B = 2F$$

$$O : 4A = F$$

Dando un valor a una variable:

$$\boxed{A = 1}\; ; \; D = 1 ; \; C = 1 ; \; F = 4 ; \; B = 8$$

Reemplazando en (ψ):

$$8 = 2(1) + 1 + 2E$$

$$E = 5/2$$

A todo por 2: $A = 2 ; B = 16 ; C = 2 ; D = 2 ; E = 5 ; F = 8$

⇨ Entonces: $\sum Productos = C + D + E + F$

$$\sum Productos = 2 + 2 + 5 + 8 = 17$$

∴ CLAVE: C

PROBLEMA 14 Balancear la reacción:

$$Zn + HNO_3 \longrightarrow Zn(NO_3)_2 + H_2$$

Indique el número de electrones transferidos.

A) 1 B) 2 C) 3
D) 4 E) 5

Resolución: Hallamos los estados de oxidación de cada elemento en la reacción:

$$\overset{0}{Zn} + \overset{+}{H}\overset{+5}{N}\overset{-2}{O_3} \longrightarrow \overset{+2}{Zn}(\overset{+5}{N}\overset{-2}{O_3})_2 + \overset{0}{H_2}$$

Oxidación (–2e)

Reducción (+1e)

Planteando las semireacciones para hallar los electrones transferidos:

$$\text{Oxidación: } Zn - 2e \longrightarrow Zn^{+2}$$
$$\text{Reducción: } 2H^{+} + 1e\times 2 \longrightarrow H_2$$
$$Zn + 2H^{+} \longrightarrow Zn^{+2} + H_2$$

➩ Entonces los electrones transferidos son dos (2).

∴ CLAVE: B

PROBLEMA 15 Balancear la reacción:

$$HNO_3 + S \longrightarrow NO + SO_2 + H_2O$$

Dar como respuesta la suma de coeficientes del agente oxidante y el agente reductor.

A) 3 B) 6 C) 8
D) 7 E) 5

Resolución: Hallando los estados de oxidación de cada elemento en la ecuación:

$$\overset{+}{H}\overset{+5}{N}\overset{-2}{O_3} + \overset{0}{S} \longrightarrow \overset{+2}{N}\overset{-2}{O} + \overset{+4}{S}\overset{-2}{O_2} + \overset{+}{H_2}\overset{-2}{O}$$

Reducción (+3e): N → N
Oxidación (−4e): S → S

Planteo de semireacciones y encontrando electrones transferidos:

$$\times 4\left(N^{+5} + 3e \longrightarrow N^{+2}\right) \text{ : Reducción}$$
$$\times 3\left(S^{0} - 4e \longrightarrow S^{+4}\right) \text{ : Oxidación}$$

$$4N^{+5} + 3S^{0} \longrightarrow 4N^{+2} + 3S^{+4} \qquad \#e \text{ transferidos} = 12$$

Reemplazando en la ecuación y terminando de balancear:

$$\underbrace{4HNO_3}_{\text{Agente Oxidante}} + \underbrace{3S}_{\text{Agente Reductor}} \longrightarrow 4NO + 3SO_2 + 2H_2O$$

Suma: $4 + 3 = 7$

∴ CLAVE: D

PROBLEMA 16 Luego de balancear la siguiente ecuación del siguiente proceso redox. Hallar la suma de coeficientes del agente reductor, forma reducida y del agua.

$$P_2O_3 + Cl_2 + H_2O \longrightarrow H_3PO_4 + HCl$$

A) 8 B) 10 C) 12
D) 16 E) 14

Resolución: Hallando los estados de oxidación de cada elemento en la ecuación:

$$\overset{+3\,-2}{P_2O_3} + \overset{0}{Cl_2} + \overset{+\,-2}{H_2O} \longrightarrow \overset{+\,+5\,-2}{H_3PO_4} + \overset{+\,-}{HCl}$$

Oxidación (–2e)
Reducción (+1e)

Planteo de semireacciones:

$$P_2^{+3} - 2e{\times}2 \longrightarrow 2P^{+5} \quad : \text{Oxidación}$$
$$\times 2\left(Cl^0_2 + 1e{\times}2 \longrightarrow 2Cl^-\right) \quad : \text{Reducción}$$

$$P_2^{+3} + 2Cl_2 \longrightarrow 2P^{+5} + 4Cl^- \qquad \#\text{e transferidos} = 2$$

En la ecuación: $\underbrace{P_2O_3}_{\text{Agente Reductor}} + 2Cl_2 + 5H_2O \longrightarrow 2H_3PO_4 + \underbrace{4HCl}_{\text{Forma Reducida}}$

Suma: $1 + 5 + 4 = 10$

$\therefore$ CLAVE: B

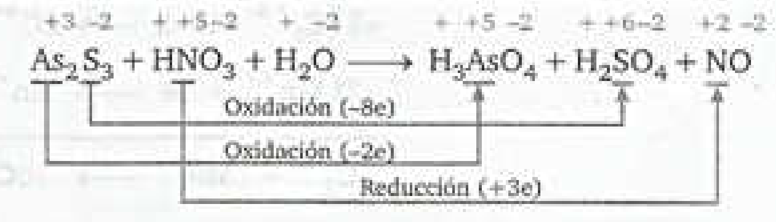
PROBLEMA 17 Balancear la siguiente ecuación redox:

$$As_2S_3 + HNO_3 + H_2O \longrightarrow H_3AsO_4 + H_2SO_4 + NO$$

Indicar: $\dfrac{\text{Coef. } H_2O}{\text{Coef. } H_2SO_4}$

A) 4/9 B) 5/9 C) 4/7
D) 5/7 E) 5/8

Resolución: Hallando los estados de oxidación de cada elemento en la ecuación:



Planteo de semireacciones:

$$\times 3\begin{pmatrix} As_2^{+3} - 2e\times 2 \longrightarrow 2As^{+5} \\ S_3^{-2} - 8e\times 3 \longrightarrow 3S^{+6} \end{pmatrix} \begin{matrix} :\text{Oxidación} \\ :\text{Oxidación} \end{matrix}$$

$$\times 28\left(N^{+5} + 3e \longrightarrow N^{+2}\right) \quad :\text{Reducción}$$

$$28N^{+5} + 3As_2^{+3} + 3S_3^{-2} \longrightarrow 6As^{+5} + 9S^{+6} + 28N^{+2}$$

Se observa la presencia de dos semireacciones de oxidación la cual es equilibrada por la única semireacción de reducción. Hallando los electrones transferidos.

#e transferidos = 84

La ecuación balanceada por redox es:

$$3As_2S_3 + 28HNO_3 + H_2O \longrightarrow 6H_3AsO_4 + 9H_2SO_4 + 28NO$$

Completando el balance:

$$3As_2S_3 + 28HNO_3 + 4H_2O \longrightarrow 6H_3AsO_4 + 9H_2SO_4 + 28NO$$

Piden: $\dfrac{\text{Coef. } H_2O}{\text{Coef. } H_2SO_4} = \dfrac{4}{9}$

∴ CLAVE: A

PROBLEMA 18 Balancear la siguiente reacción química por el método de ión electrón en medio ácido:

$$C_2O_4^{=} + MnO_4^{-} \longrightarrow Mn^{+2} + CO_2$$

Hallar: $\dfrac{\text{Coef. } H^{+}}{\text{Coef. } CO_2}$

A) 2,0 B) 1,3 C) 2,5
D) 1,5 E) 1,6

Resolución: Haciendo un balance redox de la ecuación:

$$\overset{+3\ -2}{C_2O_4^{-2}} + \overset{+7\ -2}{MnO_4^{-}} \longrightarrow Mn^{+2} + \overset{+4\ -2}{CO_2}$$

Oxidación (−1e)
Reducción (+5e)

Planteo de semireacciones:

$$\times 5\left(C_2^{+3} - 1e\times 2 \longrightarrow 2C^{+4}\right) : \text{Oxidación}$$

$$\times 2\left(Mn^{+7} + 5e \longrightarrow Mn^{+2}\right) : \text{Reducción}$$

$$5C_2^{+3} + 2Mn^{+7} \longrightarrow 10C^{+4} + 2Mn^{+2}$$

Reemplazando en la ecuación:

$$5C_2O_4^{-2} + 2MnO_4^- \longrightarrow 10CO_2 + 2Mn^{+2}$$

Ahora en medio ácido:

	Reactantes	Productos
Oxígeno:	$5\times4 + 2\times4$	10×2
	"28"	"20"
	Sobra: 8	Falta: 8

Entonces donde falta se coloca agua y donde sobre el doble de H^+.

$+16H^+$ $\quad$ $+8H_2O$

Entonces la ecuación balanceada es:

$$5C_2O_4^{-2} + 2MnO_4^- + 16H^+ \longrightarrow 10CO_2 + 2Mn^{+2} + 8H_2O$$

➪ Piden: $\dfrac{\text{Coef. } H^+}{\text{Coef. } CO_2} = \dfrac{16}{10} = 1{,}6$

∴ CLAVE: E

PROBLEMA 19 Balancear e indicar el coeficiente de H_2O en la siguiente reacción:

$$As_4O_6 + MnO_4^- \xrightarrow{H^+} Mn^{+2} + HAsO_4^{-2}$$

A) 20 B) 13 C) 17
D) 18 E) 19

Resolución: Haciendo un balance redox de la ecuación:

$$\overset{+3\ -2}{As_4O_6} + \overset{+7\ -2}{MnO_4^-} \xrightarrow{H^+} Mn^{+2} + \overset{+\ +5\ -2}{HAsO_4^{-2}}$$

Oxidación (–2e)

Reducción (+5e)

Semireacciones:

$$5\times\left(As_4^{+3} - 2e\times4 \longrightarrow 4As^{+5}\right): \text{Oxidación}$$

$$8\times\left(Mn^{+7} - 5e \longrightarrow Mn^{+2}\right): \text{Reducción}$$

$$5As_4^{+3} + 8Mn^{+7} \longrightarrow 20As^{+5} + 8Mn^{+2}$$

Reemplazando en la ecuación:

$$5As_4O_6 + 8MnO_4^- \longrightarrow 20HAsO_4^{-2} + 8Mn^{+2}$$

Balanceo en medio ácido:

Oxígeno: $\underbrace{5\times6 + 8\times4}_{\text{"62"}}$ $\underbrace{20\times4}_{\text{"80"}}$

Falta: 18 Sobra: 18

$+18H_2O$ $+16H_+$

NOTA: Los hidrógenos (H^+) son el doble del agua ($36H^+$) pero en los productos ya hay "20" solo se coloca lo que falta $16H^+$.

Por lo tanto la ecuación balanceada en medio ácido es:

$$5As_4O_6 + 8MnO_4^- + 18H_2O \longrightarrow 20HAsO_4^{-2} + 8Mn^{+2} + 16H^+$$

⇨ El coeficiente del agua es "18"

∴ CLAVE: D

PROBLEMA 20 Balancear la siguiente reacción en medio básico:

$$Zn + MnO_4^- \longrightarrow MnO_2 + Zn^{+2}$$

Indicar: $\dfrac{\sum \text{Coeficientes}}{\text{Coef. Ag. Oxidante}}$

A) 11 B) 13 C) 12
D) 10 E) 14

Resolución: Balanceando por redox la ecuación:

$$Zn + \overset{+7\ -2}{MnO_4^-} \longrightarrow \overset{+4\ -2}{MnO_2} + Zn^{+2}$$

Oxidación (–2e)
Reducción (+3e)

Las semireacciones son:

$$\times3\left(Zn\ -\ 2e \longrightarrow Zn^{+2}\right) \quad :\text{Oxidación}$$
$$\times2\left(Mn^{+7} + 3e \longrightarrow Mn^{+4}\right) \quad :\text{Reducción}$$
$$3Zn + 2Mn^{+7} \longrightarrow 3Zn^{+2} + 2Mn^{+4}$$

Reemplazando en la ecuación:

$$\underbrace{3Zn + 2MnO_4^-}_{\text{Ag. Oxidante}} \longrightarrow 2MnO_2 + 3Zn^{+2}$$

Balanceo en medio básico:

Oxígeno: $\underbrace{2 \times 4}_{\text{"8"}}$ Sobra: 4 $\underbrace{2 \times 2}_{\text{"4"}}$ Falta: 4

Entonces donde sobre oxígeno se coloca agua y donde falta el doble de OH^-.

$+4H_2O$ $+8OH^-$

Entonces la ecuación balanceada en medio básico es:

$$3Zn + 2MnO_4^- + 4H_2O \longrightarrow 2MnO_2 + 3Zn^{+2} + 8OH^-$$

Nos piden: $\dfrac{\sum \text{Coeficientes}}{\text{Coef. Ag. Oxidante}} = \dfrac{22}{2} = 11$

∴ CLAVE: D



PROBLEMAS PROPUESTOS

1. Con respecto a las reacciones químicas indicar la alternativa correcta:

A) Sólo se produce entre reactantes sólidos.
B) Siempre se produce ruptura de enlaces debido a los choques intermoleculares.
C) Una reacción química siempre involucra la formación de gases.
D) Una reacción química puede absorber calor.
E) La combustión es endotérmica.

2. No es una reacción química:

A) Oxidación de un clavo
B) Agriado de la leche
C) Quemado del papel
D) Fermentación de la cebada
E) Fusión del hielo

3. Indicar la alternativa correcta:

A) Las reacciones de combustión sólo produce agua y dióxido de carbono.
B) Se producen reacciones de descomposición solo por fotolisis y corriente eléctrica.
C) La oxidación implica aumento en el estado de oxidación.
D) Las reacciones exotérmicas requieren energía.
E) La neutralización es una reacción endotérmica.

4. Relacionar adecuadamente:

a. $HBr \rightarrow H_2 + Br_2$
b. $Na + H_2O \rightarrow NaOH + H_2$
c. $Hg + O_2 \rightarrow HgO$

I. Simple desplazamiento
II. Descomposición
III. Síntesis

A) aII, bII, cI B) aIII, bI, cII
C) aII, bI, cIII
D) aI, bII, cIII E) aII, bIII, cI

5. De las siguientes reacciones, indique aquellos que corresponden a una de metátesis:

A) $C_3H_8 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$
B) $Zn + HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$
C) $Al(OH)_3 + HCl \rightarrow AlCl_3 + H_2O$
D) $CuO + NH_3 \rightarrow Cu + N_2 + H_2O$
E) $KClO_3 \rightarrow KCl + O_2$

6. Respecto a las reacciones químicas indicar verdadero (V) o falso (F)

I. Se altera la estructura nuclear de una sustancia.
II. Son evidencias experimentales el cambio de color, liberación de gases, etc.
III. Todas las reacciones son endotérmicas.

A) VFV B) FFV C) FVF
D) FFF E) VVV

7. Respecto a las reacciones químicas indicar verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

I. Se llevan a cabo debido a la interacción química de dos sustancias o por efecto de la energía.
II. De este proceso se obtiene sustancias químicas con estructura y propiedades distintas a los iniciales.
III. Una de las evidencias determinantes de que se esta llevando a cabo es el cambio en la densidad.

A) VFF B) FVF C) VVV
D) VFV E) VVF

8. Señale la reacción química correcta:

A) $CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$: Síntesis

B) $H_2 + N_2 \rightarrow NH_3$: Descomposición

C) $Cu + HCl \rightarrow CuCl_2 + H_2$: Desplazamiento simple

D) $HNO_2 \rightarrow HNO_3 + NO$: Adición

E) $C_3H_8 + O_2 \rightarrow CO + H_2O$: Combustión completa

9. De las siguientes reacciones indique aquel que no lleva asociado su nombre correcto:

A) $K + H_2O \rightarrow KOH + H_2$: Desplazamiento simple

B) $KClO_3 \rightarrow KCl + O_2$: Descomposición

C) $Pb(CO_3)_2 + KI \rightarrow PbI_2 + KNO_3$: Metátesis

D) $C_3H_8 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$: Combustión incompleta

E) $BCl_3 + NH_3 \rightarrow BCl_3NH_3$: Adición

10. Es correcto afirmar sobre las reacciones químicas:

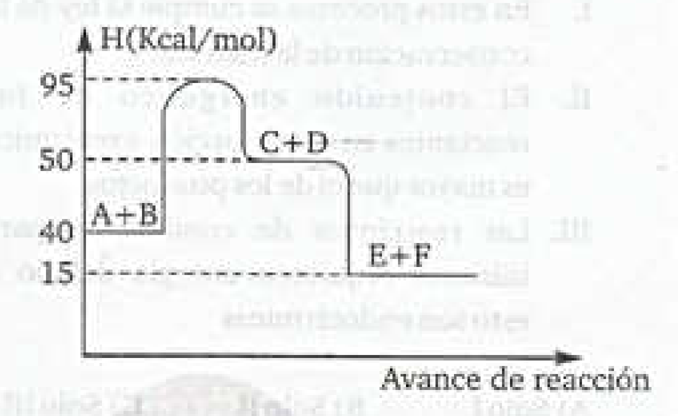
I. Las reacciones ácido base son de metátesis.

II. La energía de activación de las reacciones endotérmicas por lo general es mayor que las reacciones exotérmica.

III. Todas las reacciones de descomposición redox son de dismutación o desproporción.

A) II y III B) I, II y III C) Sólo III
D) Solo II E) I y III

11. De acuerdo a la gráfica siguiente corresponde a una reacción química:



Señale la alternativa incorrecta:

A) La gráfica corresponde a una reacción exotérmica

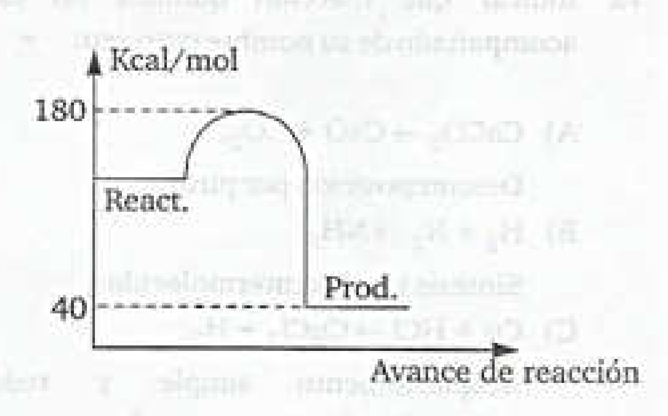
B) Para la reacción $C + D \rightarrow A + B$ el calor de reacción es 10Kcal/mol

C) La reacción $C + D \rightarrow E + F$ tiene una energía de activación cero

D) El calor absorbido para la reacción $A + B \rightarrow E + F$ es 25Kcal/mol

E) La energía de activación de la primera reacción es 55Kcal/mol

12. De acuerdo a la gráfica siguiente correspondiente a una reacción química:



Hallar la energía de activación si: $\Delta H = -120$Kcal/mol

A) 50 Kcal/mol B) +80 Kcal/mol
C) 20 Kcal/mol
D) 30 Kcal/mol E) 60 Kcal/mol

13. Indicar la alternativa no correcta con respecto a las reacciones químicas:

I. En estos procesos se cumple la ley de la conservación de la materia.

II. El contenido energético de los reactantes en una reacción exotérmica es mayor que el de los productos.

III. Las reacciones de combustión para iniciarse requieren energía debido a esto son endotérmicas

A) Sólo I B) Sólo II C) Sólo III
D) I y II E) II y III

14. De las siguientes proposiciones. Indicar verdadero (V) o falso (F):

I. En toda reacción siempre se manifiesta una variación de energía.

II. Las sustancias acuosas cuando reaccionan en algunos casos experimentan cambios de coloración.

III. Al agregar azúcar el agua se produce una reacción química.

A) VFF B) VVF C) FVF
D) FVV E) FFV

15. Indicar que reacción química no está acompañado de su nombre correcto:

A) $CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$:
Descomposición por pirolisis

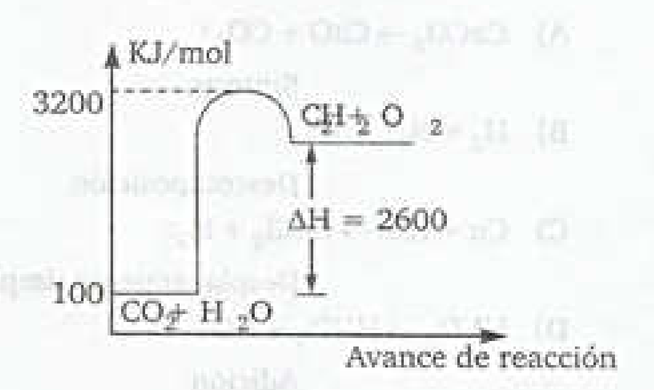
B) $H_2 + N_2 \rightarrow NH_3$:
Síntesis y redox intermolecular

C) $Cu + HCl \rightarrow CuCl_2 + H_2$:
Desplazamiento simple y redox intermolecular

D) $HNO_2 \rightarrow HNO_3 + NO$:
Dismutación

E) $HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$:
Doble desplazamiento y redox intermolecular

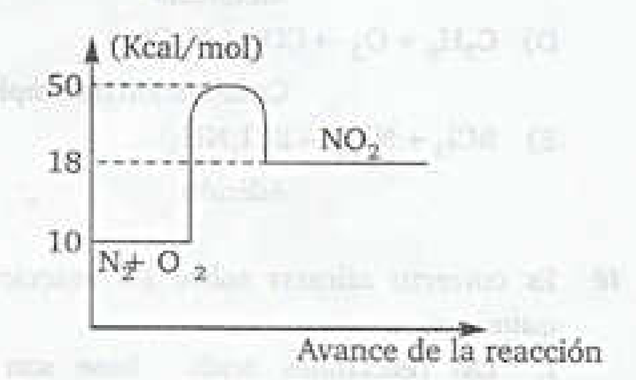
16. Para la siguiente reacción química:



Indique la proposición incorrecta:

A) La energía de activación es 3100KJ/mol
B) La entalpía de formación de productos es 2600 KJ/mol
C) El calor absorbido es 2600 KJ/mol
D) La combustión del C_2H_2 es un proceso exotérmico
E) El complejo activado es 3200 KJ/mol de energía

17. Del gráfico para la obtención del NO_2.



Indicar la proposición falsa:

A) Es una reacción endotérmica
B) La energía de activación es de 40Kcal/mol
C) El calor de reacción es de 8 Kcal/mol
D) Por cada 2 moles de N_2 se necesita 16Kcal
E) El proceso opuesto es exotérmico

18. Respecto a las reacciones redox, indicar verdadero (V) o falso (F):

I. Se lleva a cabo entre sustancias que modifican sus estados de oxidación debido a la perdida o ganancia de electrones.

II. El proceso de reducción lo genera la sustancia denominada agente oxidante.

III. El agente reductor genera la forma reducida.

A) VFF B) VVF C) FVF
D) VVV E) FFF

19. En las siguientes reacciones redox indicar aquella que presenta la mayor cantidad de electrones transferidos:

A) $HCl + O_2 \rightarrow H_2O + Cl_2$

B) $CrO_3 + HI \rightarrow Cr_2O_3 + I_2 + H_2O$

C) $H_2 + O_2 \rightarrow H_2O$

D) $KOH + H_2O + P_4 \rightarrow PH_3 + KH_2PO_2$

E) $C + O_2 \rightarrow CO_2$

20. De las afirmaciones respecto a las reacciones redox: ¿Cuantas son incorrectas?

I. Ocurre los procesos de reducción y oxidación de forma simultánea.

II. En el proceso de oxidación ocurre ganancia de electrones.

III. En el proceso de reducción el estado de oxidación tiende hacia valores negativos.

IV. El agente oxidante es la sustancia que provoca la oxidación.

A) Sólo II B) II y IV C) I y II
D) II y III E) I y IV

21. Sobre la siguiente reacción lo incorrecto es:

$$Cu + HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + NO_2 + H_2O$$

A) Es una reacción redox intermolecular
B) El Cu es el agente reductor
C) Se transfieren 2e
D) El coeficiente del agente oxidante es 6
E) La sumatoria del coeficiente es 10

22. Cual de las siguientes reacciones no implica una transferencia de electrones.

A) $NaOH + HCl \rightarrow NaCl + H_2O$

B) $C_3H_8 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$

C) $H_2O \rightarrow H_2 + O_2$

D) $N_2 + H_2 \rightarrow NH_3$

E) $Cu_2S + O_2 \rightarrow CuO + SO_2$

23 De las siguientes reacciones indicar aquella que corresponde a una dismutación:

A) $Zn + HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$

B) $H_2O_2 \rightarrow H_2O + O_2$

C) $H_2O \rightarrow H_2 + O_2$

D) $N_2 + H_2 \rightarrow NH_3$

E) $Cu_2S + O_2 \rightarrow CuO + SO_2$

24. De las siguientes reacciones indicar aquella que corresponde a una redox intramolecular y dismutación respectivamente:

I. $NaHCO_3 \rightarrow Na_2CO_3 + CO_2 + H_2O$

II. $H_2O_2 \rightarrow H_2O + O_2$

III. $H_2O \rightarrow H_2 + O_2$

IV. $N_2 + H_2 \rightarrow NH_3$

A) I y III B) III y II C) I y IV
D) IV y II E) Sólo II

25. Respecto a las reacciones redox indicar verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

I. Ocurre cambios en los estados de oxidación debido a la pérdida y ganancia de electrones.

II. El agente reductor se oxida en la reacción.

III. Ocurre transferencia de electrones desde el agente reductor al agente oxidante.

IV. El agente oxidante y el agente reductor en una misma ecuación siempre son distintas sustancias.

A) VVVF B) VFVF C) VVFF
D) VFFV E) VFVV

26. Balancear las siguientes ecuaciones químicas:

$KNO_3 \rightarrow KNO_2 + O_2$

$Th(NO_3)_4 + K_3PO_4 \rightarrow Th_3(PO_4)_4 + KNO_3$

A) 20 B) 22 C) 13
D) 5 E) 25

27. Balancear:

$$C_7H_5N_3O_6 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O + N_2$$

Indique la suma de los coeficientes de los productos.

A) 34 B) 25 C) 48
D) 38 E) 44

28. Balancear por tanteo indicando la suma a + b + c donde a, b, c son coeficientes mínimos enteros:

I. $aNH_3 + O_2 \rightarrow bH_2O + N_2$

II. $Al(OH)_3 + cHCl \rightarrow AlCl_3 + H_2O$

A) 9 B) 10 C) 8
D) 12 E) 13

29. Luego de balancear las siguientes ecuaciones químicas por el método de simple inspección. Hallar la suma de coeficientes de los productos:

$$C_5H_{12} + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$$

A) 13 B) 15 C) 12
D) 11 E) 10

30. Balancear por el método de coeficientes indeterminados las siguientes ecuaciones y dar como respuesta la suma de coeficientes de los productos:

$Ba(OH)_2 + Cl_2 \rightarrow Ba(ClO_3)_2 + BaCl_2 + H_2O$

A) 13 B) 17 C) 14
D) 15 E) 12

31. Balancear las siguientes ecuaciones y dar como respuesta el coeficiente del agua para cada caso:

$$NH_3 + O_2 \rightarrow HNO_3 + H_2O$$

A) 1 B) 3 C) 2
D) 4 E) 5

32. Luego de balancear las siguientes ecuaciones químicas por el método de simple inspección. Hallar la suma de coeficientes de reactantes:

- $Cu_2S + O_2 \rightarrow CuO + SO_2$
- $C_5H_{12} + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$

A) 13 B) 15 C) 12
D) 22 E) 18

33. Balancear por el método de coeficientes indeterminados las siguientes ecuaciones y dar como respuesta la suma de coeficientes de los productos:

$$Cu + HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + NO + H_2O$$

A) 12 B) 9 C) 10
D) 14 E) 17

34. Luego de balancear las siguientes ecuaciones químicas por el método de simple inspección. Hallar la suma de coeficientes de reactantes:

$$F_2 + H_2O \rightarrow HF + O_3$$

A) 3 B) 5 C) 4
D) 2 E) 6

35. Balancear la siguiente ecuación e indique la sumatoria de sus coeficientes:

$$CuO + NH_3 \rightarrow Cu + N_2 + H_2O$$

A) 11 B) 12 C) 14
D) 14 E) 16

36. Balancear la siguiente reacción redox e indicar la cantidad de electrones transferidos:

$$K_2Cr_2O_7 + HCl \rightarrow KCl + CrCl_3 + Cl_2 + H_2O$$

A) 2 B) 3 C) 4
D) 6 E) 7

37. Luego de balancear la siguiente ecuación del siguiente proceso redox. Indique el coeficiente del agua.

$$P_2O_3 + Cl_2 + H_2O \rightarrow H_2PO_4 + HCl$$

A) 2 B) 3 C) 6
D) 5 E) 4

38. Luego de llevar a cabo el balance de la siguiente ecuación redox mostrada:

$$P_4 + KOH + H_2O \rightarrow KH_2PO_2 + PH_3$$

Hallar la suma de coeficientes de los reactantes.

A) 13 B) 6 C) 8
D) 10 E) 7

39. Luego de balancear la siguiente ecuación del siguiente proceso redox

$$CuO + NH_3 \rightarrow Cu + N_2 + H_2O$$

Indicar el coeficiente del agente oxidante.

A) 2 B) 1 C) 5
D) 3 E) 4

40. Luego de balancear la siguiente ecuación del siguiente proceso redox

$$Cl_2 + NaOH \rightarrow NaCl + NaClO + H_2O$$

Indicar el coeficiente del agente reductor

A) 1 B) 2 C) 5
D) 3 E) 4

41. Balancear la siguiente ecuación química que representa una reacción redox.

$$KMnO_4 + KCl + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + Cl_2 + K_2SO_4$$

Indicar el coeficiente de la forma oxidada

A) 1 B) 2 C) 5
D) 3 E) 4

42. Al balancear la siguiente ecuación indicar el coeficiente del agente oxidante.

$$FeSO_4 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O$$

A) 10 B) 2 C) 8
D) 5 E) 2

43. Balancear la siguiente ecuación en medio ácido e indicar la suma de coeficientes de los productos:

$$Cr^{+3} + S_2O_8^{=} \rightarrow Cr_2O_7^{=} + SO_2^{=}$$

A) 34 B) 16 C) 57
D) 21 E) 33

44. Balancear la siguiente ecuación iónica en medio básico e indicar el coeficiente del OH^-:

$$ClO_3^- + Cr^{+3} \rightarrow Cl^- + CrO_4^{-2}$$

A) 5 B) 6 C) 10
D) 9 E) 12

45. Balancear la siguiente en medio básico:

$$Cl^- + SO_4^{-2} \rightarrow S^{-2} + Cl_2$$

Indicar el producto de coeficiente de los productos.

A) 36 B) 13 C) 28
D) 24 E) 20

46. Luego de balancear la siguiente ecuación química:

$$PbO_2 + Mn^{+2} \rightarrow MnO_4^- + Pb^{+2}$$

En medio ácido, indique el coeficiente del permanganato.

A) 1 B) 2 C) 3
D) 4 E) 5

47. Balancear en medio ácido la siguiente reacción y dar como respuesta la cantidad total de electrones transferidos:

$$FeS + NO_3^- \rightarrow NO + SO_4^{-2} + Fe^{+3}$$

A) 12 B) 8 C) 15
D) 24 E) 9

48. La siguiente reacción en medio alcalino

$$S_2O_3^{=} + I_2 \rightarrow S_4O_6^{=} + I^-$$

Se pide balancear e indicar el valor de "J":

$$J = \frac{\text{Forma reducida}}{\text{Agente reductor}}$$

A) $\frac{2}{3}$ B) 3 C) $\frac{1}{2}$
D) 1 E) 2

49. Luego de balancear la siguiente reacción redox en medio básico. Hallar la suma de coeficientes del agua y los iones OH^-.

$$Al + NO_2^- \rightarrow NH_3 + AlO_2^-$$

A) 6 B) 5 C) 4
D) 2 E) 3

50. Balancear la siguiente ecuación iónica:

$$MnO_4^- + Fe^{+2} + H^+ \rightarrow Mn^{+2} + Fe^{+3} + H_2O$$

Determine la alternativa falsa, respecto a la ecuación balanceada.

A) La suma de coeficientes es 24
B) El coeficiente del oxidante es 1
C) El coeficiente del reductor es 5
D) El coeficiente del agua es 3
E) Se transfieren 5 electrones



Estequiometría de las Reacciones Químicas

OBJETIVOS

- Conocer las relaciones cuantitativas entre las especies que participan en las reacciones químicas.
- Conocer las leyes estequiometricas y sus aplicaciones.
- Realizar de forma correcta los cálculos químicos a nivel de las reacciones químicas.
- Entender la importación de los conceptos de rendimiento y eficiencia.

ANTOINE LAURENT DE LAVOISIER, químico francés está considerado como el padre de la química moderna. Se interesó sobre todo por los experimentos que permitían medir la materia.



Nació el 26 de agosto de 1743 en París, y estudió en el Instituto Mazarino. Se licenció en Derecho a los 21 años. En 1765 escribió y publicó un artículo sobre cómo mejorar la iluminación de las calles de París, por el que recibió una medalla de oro de la Academia de Ciencias. Por un artículo sobre análisis de muestras de agua fue elegido, en 1768, miembro de dicha institución, de la que llegó a ser director en 1785 y tesorero en 1791. Ese mismo año ingresó en la Ferme Générale, una agencia privada de recaudación de impuestos para el gobierno. En 1771 se casó con Marie Paulze, hija del director de dicha agencia, quien rápidamente se convirtió en su mejor colaboradora, realizando las ilustraciones para sus libros y traduciéndole artículos escritos en inglés.

Lavoisier ocupó cargos públicos, incluidos los de director estatal de los trabajos para la fabricación de la pólvora en 1776, miembro de una comisión para establecer un sistema uniforme de pesas y medidas en 1790 y comisario del tesoro en 1791.

Trató de introducir reformas en el sistema monetario y tributario francés y en los métodos de producción agrícola. Como antiguo miembro de la Ferme Générale, fue arrestado y juzgado por el Tribunal Revolucionario y guillotinado el 8 de mayo de 1794.

ESTEQUIOMETRÍA

INTRODUCCIÓN

Casi la totalidad de los materiales que empleamos de forma doméstica o en nuestros centros de labores: papeles, pinturas y tintas, jabones y detergentes, aromatizadores, recipientes de vidrio y plásticos, etc. se han obtenido a partir de reacciones químicas ya sea a escala pequeña o a nivel industrial, es importante entonces conocer no solo los tipos de reacciones químicas con la cual se obtienen estos productos sino también las cantidades específicas de las sustancias involucradas en estas relaciones (materias primas), para de esta forma reducir los costos y aumentar los rendimientos todo esto unido a un cuidadoso estudio de impacto ambiental. La estequiometria se encarga de estos aspectos cuantitativos a nivel de reacciones químicas, por lo tanto este capítulo no solo es de importancia para los futuros ingenieros químicos e industriales si no también para aquellos estudiantes que les interesa saber el origen de los productos que emplea y/o consume.

CONCEPTO

La estequiometria es aquella parte de la química general que se encarga del estudio de las relaciones cuantitativas de todas las especies que participan en una reacción química, con la finalidad de desarrollar los cálculos químicos, relacionados principalmente con la masa y el volumen.

RELACIONES ESTEQUIOMÉTRICAS

Llamados también leyes estequiometricas, son aquellas relaciones matemáticas que se establecen entre las sustancias que participan en una reacción química, luego que la ecuación química se encuentra balanceada. Se conocen dos tipos de estas relaciones:

LEYES PONDERALES

Se aplica para cálculos relacionados con la masa, tenemos:

1. Ley de Conservación de Masa

Fue establecido por el químico francés Antoine Lavoisier en el año 1789, presenta el siguiente enunciado: "En toda reacción química la masa total de las sustancias que reaccionan es igual a la masa total de los productos que se obtienen a partir de esta reacción, la masa se conserva ya que esta no se crea ni se destruye solo se transforma" ; es decir no hay aumento o pérdida de masa durante un cambio químico.

Esta ley le dio el rango de ciencia experimental a la química, ya que los experimentos llevados a cabo presentan un cuidadoso control de las mediciones y el amplio uso de la balanza.

Para explicar la validez de esta ley tomamos como ejemplo, la reacción de síntesis del agua comúnmente llamado "síntesis de Lavoisier", cuya ecuación balanceada es:

REACCIÓN	$2\,H_{2(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2\,H_2O_{(\ell)}$		
RELACIÓN MOLES	2	1	2
RELACIÓN MASAS	2 (2g)	1 (32g)	2 (18g)
CONSERVACIÓN MASAS	36g		36g

- La proporción de moles con la que se combinan los reactantes y se obtiene el producto está en función a los coeficientes de la ecuación balanceada.
- Las masas de reactantes y productos se obtienen al convertir las moles a gramos, tendiendo en cuenta las masas atómicas (M.A) y moleculares ($\overline{M}$).
- Al final se observa que la suma de las masas de los reactantes es (36g) lo cual es igual a la masa del producto (36g), en general se cumple:

$$\sum \text{masas (reactantes)} = \sum \text{masa (productos)}$$

Tomamos ahora como ejemplo la reacción de combustión completa del gas metano (CH_4), cuya ecuación balanceada es:

REACCIÓN	$CH_{4(g)} + 2\,O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)} + 2\,H_2O_{(\ell)}$			
RELACIÓN MOLES	1	2	1	2
RELACIÓN MASAS	(16g)	2(32g)	(44g)	2(18g)
CONSERVACIÓN MASAS	80g		80g	

2. Ley de Proporciones Definidas

Fue establecido por el químico francés Joseph Proust en el año 1799, presenta el siguiente enunciado: "En la formación de un compuesto determinado, los elementos que lo conforman se combinan siempre en proposiciones en masa fija o invariable, prescindiendo del origen y modo de preparación del compuesto.

Con esta ley se realizan los cálculos propiamente dichos, por ejemplo consideremos la reacción de oxidación del hierro (PA = 56), cuya ecuación balanceada es:

REACCIÓN	$4\,Fe_{(s)} + 3\,O_{2(g)} \longrightarrow 2\,Fe_2O_{3(s)}$		
RELACIÓN MOLES	4	1	2
RELACIÓN MASAS	4(56g)	3(32g)	2(160g)
CONSERVACIÓN MASAS	224g	96g	320g

Por lo tanto la proporción definida para las masas de las sustancias involucradas es:

$$\frac{m_{Fe}}{224} = \frac{m_{O_2}}{96} = \frac{m_{Fe_2O_3}}{320}$$

$1H_2$	+ $1O_2$	$\longrightarrow 2H_2O$	
2 mol	1 mol	2 mol	Relación de moles
4 mol 0,6 mol 3,2 mol	2 mol 0,3 mol 1,6 mol	4 mol 0,6 mol 3,2 mol	Proust
4 g	32 g	36 g	Relación Ponderal
1 g	8 g	9 g	Proust
8 Kg	64 Kg	72 Kg	
0,6 Ton	4,8 Ton	5,4 Ton	
0,5 mg	4 mg	4,5 mg	

Con esto se puede desarrollar problemas como:

Problema 1: Si se produce la oxidación de 280g de hierro. ¿Qué masa de óxido se obtiene?

Para hallar la respuesta solo tomamos como referencia la proporción entre el dato y la incógnita, es decir entre el hierro y el óxido obviando al oxígeno que se supone participa con la masa justa:

$$\frac{m_{Fe}}{224} = \frac{m_{Fe_2O_3}}{320}$$

Como la masa del hierro es el dato, reemplazando, tenemos:

$$\frac{280g}{224} = \frac{m_{Fe_2O_3}}{320}$$

Luego la masa de óxido formado es:

$$m_{Fe_2O_3} = 400g$$

Debemos tener presente que este problema como casi todos, también se puede resolver a partir de una regla de tres simple:

224 g Fe ———— 320 g Fe_2O_3 : reacción química

280 g Fe ———— m : dato del problema

Luego la masa (m) de óxido formado es:

$$m = \frac{280 \cdot 320}{224} = 400 \text{ g } Fe_2O_3$$

Problema 2: ¿Qué masa de oxígeno (O_2) es necesario emplear para oxidar al hierro, de tal forma que se produzca 1200g de óxido?

Empleando la proporción entre el oxígeno y el óxido, tenemos:

$$\frac{m_{O_2}}{96} = \frac{m_{Fe_2O_3}}{320}$$

Como la masa del óxido es el dato, reemplazando tenemos:

$$\frac{m_{O_2}}{96} = \frac{1200g}{320}$$

Luego la masa de oxígeno (O_2) empleado es:

$$m_{O_2} = 360g$$

Para el mismo problema aplicando la regla de tres simple, tenemos:

$$96\,g\,O_2 \text{ ——— } 320\,g\,Fe_2O_3 \quad \text{: reacción química}$$

$$m \text{ ——— } 1200\,g\,Fe_2O_3 \text{ : dato del problema}$$

Luego la masa (m) de oxígeno empleado es:

$$m = \frac{1200 \cdot 96}{320} = 360\,g\,O_2$$

Si se quiere acelerar los cálculos, la proporción definida se puede establecer directamente a partir de los coeficientes de cada una de las sustancias en la ecuación balanceada, ya que estos coeficientes representan moles los cuales se pueden convertir a masa empleando las masas atómicas y moleculares.

Problema 3: Para producir hidróxido de sodio NaOH ($\overline{M} = 40$) se lleva a cabo la siguiente reacción química:

$$Na_{(s)} + H_2O_{(\ell)} \longrightarrow NaOH_{(ac)} + H_{2(g)}$$

Si en este proceso se libero 20g de gas hidrógeno (H_2) ¿Qué masa de hidróxido de sodio se produjo?

Solución: La ecuación balanceada del proceso es:

$$2\,Na_{(s)} + 2\,H_2O_{(\ell)} \longrightarrow 2\,NaOH_{(ac)} + H_{2(g)}$$

Se observa la proporción molar del hidróxido de sodio y del hidrógeno (incógnita y dato) de 2 a 1, por lo que la proporción definida para sus masas es:

$$\frac{m_{NaOH}}{2 \cdot 40} = \frac{m_{H_2}}{1 \cdot 2}$$

El dato es la masa del gas hidrógeno (H_2), reemplazando tenemos:

$$\frac{m_{NaOH}}{2\times 40}=\frac{20g}{1\times 2}$$

Luego la masa del hidróxido de sodio formado es:

$$m_{NaOH}=80\,g$$

3. Ley de Proporciones Múltiples

Fue establecido por el químico inglés John Dalton en el año 1804, presenta el siguiente enunciado: "cuando dos elementos diferentes se combinan para formar diferentes compuestos, las masas de los elementos que se combinan lo hacen en una relación de números enteros de pequeña magnitud".

Por ejemplo el elemento azufre (M.A=32) al combinarse con el oxígeno (M.A=16) puede formar tres óxidos cuya composición en términos de masa es:

$$S_{(s)}+O_{2(g)}\longrightarrow\begin{cases}SO_{(g)} & m_S=32\,g \quad m_O=①\cdot 16\,g\\ SO_{2(g)} & m_S=32\,g \quad m_O=②\cdot 16\,g\\ SO_{3(g)} & m_S=32\,g \quad m_O=③\cdot 16\,g\end{cases}$$

Se observa la proporción de números enteros sencillos: 1, 2 y 3 para las masas del oxígeno.

4. Ley de Proporciones Recíprocas

Fue enunciado por los fisicoquímicos J. Richter y C. Wenzel en el año 1792, presenta el siguiente enunciado: "Cuando dos elementos distintos se combinan con otro en común cuya masa es constante, se cumple que las masas de los dos primeros al combinarse entre sí representan una proporción definida".

Esta ley se aplica para predecir la proporción en masa entre dos sustancias que no se pueden combinar directamente, por ser su reacción muy compleja o costosa.

Tomenos como ejemplo la reacción del calcio y el carbono con el hidrógeno:

$$2\,Ca_{(s)}+2\,H_{2(g)}\longrightarrow 2\,CaH_{2(s)}$$
$$(2\cdot 40g)—(2\cdot 2g)$$

$$C_{(s)}+2\,H_{2(g)}\longrightarrow CH_{4(g)}$$
$$(1\cdot 12g)—(2\cdot 2g)$$

Como la masa del gas hidrógeno en ambas reacciones es constante, se cumple que la masa del calcio y el carbono representan una proporción definida:

$$2\,Ca_{(s)}+C_{(s)}\longrightarrow Ca_2C_{(s)}$$
$$(2\cdot 40g)—(1\cdot 12g)$$

LEYES VOLUMÉTRICAS

Se aplica para realizar cálculos relacionados con los volúmenes de los gases.

5. Ley de Volúmenes de Combinación

Fue establecido por el fisicoquímico francés Joseph Gay - Lussac en el año 1808, presenta el siguiente enunciado: "A iguales condiciones de presión y temperatura los volúmenes de los gases que participan en una reacción química se encuentran en una relación de números enteros sencillos, los cuales son proporcionales sus coeficientes estequiometricos".

Esta ley se aplica solo a aquellas reacciones donde participen gases, no siendo valida para sólidos y líquidos.

Por ejemplo consideremos la reacción de síntesis del amoníaco (NH_3) comúnmente llamado "síntesis de Haber", cuya ecuación balanceada es:

REACCIÓN	$N_{2(g)} + 3\,H_{2(g)} \longrightarrow 2\,NH_{3(g)}$		
MOLES	1 mol	3 mol	2 mol
VOLÚMENES	1	3	2

La proporción definida en términos de volúmenes es:

$$\frac{V_{N_2}}{1} = \frac{V_{H_2}}{3} = \frac{V_{NH_3}}{2}$$

PARÁMETROS QUE INFLUYEN EN LOS CÁLCULOS

PUREZA DE LAS MUESTRAS

Se debe tener presente que solo la parte pura de los reactivos forma los productos deseados, en los problemas la pureza se indica en términos de porcentajes ya sea en masa o volumen.

EQUIDAD DE LAS UNIDADES

Por lo general los cálculos estequiometricos son de los tipos: masa - masa y volumen - volumen, pero también existen cálculos del tipo masa - volumen o viceversa para los cuales se requieren las siguientes relaciones de conversión de masa a volumen o de volumen a masa:

- Para sólidos y líquidos, se emplea la densidad (m/V).
- Para los gases, se emplea la ecuación universal de gases ideales (PV = nRT) o la relación de condiciones normales (CN).

REACTIVO LIMITANTE (RL)

Cuando se desarrolla operaciones donde se tienen como datos las cantidades de mas de un reactante, se debe identificar al reactivo limitante que es aquel reactante que se consume de forma completa, mientras que los otros quedan en exceso (reactivos en exceso), la cantidad límite de producto a obtenerse se determina a partir del reactivo limitante el cual se identifica a partir de la siguiente relación:

$$R = \frac{\text{cantidad dato}}{\text{cantidad reacción}}$$

Se calcula esta relación "R" para cada reactante dato y el menor valor de este cociente representa el reactivo limitante.

RENDIMIENTO

Llamado también eficiencia de reacción química, nos indica el grado de eficacia con la cual se desarrolla una reacción química, siendo esto útil para conocer la cantidad real de producto obtenido, se determina según:

- **RENDIMIENTO TEÓRICO.** No se considera pérdidas del proceso, proceso perfecto, su valor es el 100%, se determina a través de las cantidades teóricas.
- **RENDIMIENTO REAL.** Se considera pérdidas del proceso, proceso real, su valor es menor al 100%, se determina a partir de las cantidades dato.

$$\text{Cantidad Teórica} > \text{Cantidad Dato(Real)} \qquad \text{Rendimiento Teórico} > \text{Rendimiento Real}$$

$$\%\,\text{Rend.} = \frac{\text{cantidad real}}{\text{cantidad teórica}} \times 100$$

CONTRACCIÓN VOLUMÉTRICA (CV)

Para las reacciones donde participan gases, nos indican en que grado (fracción) se reduce el volumen de los reactivos gaseosos al formar los productos también gaseosos, se determina según:

$$CV = \frac{\sum \text{coef (reactantes)} - \sum \text{coef (productos)}}{\sum \text{coef (reactantes)}}$$

Dichos coeficientes corresponden solo a las sustancias gaseosas.

* Si la contracción tiene signo: positivo: contracción volumétrica.
negativo: expansión volumétrica.

MASA EQUIVALENTE (m-Eq)

La masa equivalente de una sustancia representa su masa de combinación química, es decir aquella porción de masa con la que se establece una proporción definida. Técnicamente se define como la parte en masa de una sustancia que se combina con 8 unidades de masa del elemento oxígeno, una unidad de masa del elemento hidrógeno o 35,5 partes de cloro; siendo el hidrógeno, el oxígeno y el cloro los patrones de referencia.

La masa equivalente corresponde a una propiedad química por lo tanto intensiva, siendo además adimensional, es decir no posee unidades. En general su valor se determina según:

$$m-Eq_x = \frac{M.A._x}{\theta} = \frac{\overline{M}_x}{\theta}$$

Se emplea la masa atómica (M.A) o la masa molecular ($\overline{M}$) dependiendo el tipo de sustancia, el término "θ" se conoce como parámetro de combinación el cual depende de la naturaleza química de la sustancia "x" y del proceso donde participe, tenemos:

- **Procesos que involucran reacciones no redox:**

SUSTANCIA	PARÁMETRO DE COMBINACIÓN
Elemento químico	θ = valencia
Hidróxido	θ = número de iones OH^- liberados o sustituidos.
Ácido	θ = número de iones H^+ liberados o sustituidos.
Sal y óxido básico	θ = carga neta del catión

Ejemplo: Hallar las masas equivalentes de las siguientes especies:

- Los elementos calcio (M.A=40) y oxígeno (M.A=16) ambos con valencia 2:

$$m-Eq(Ca) = \frac{M.A}{\theta} = \frac{40}{2} = 20$$

$$m-Eq(O) = \frac{M.A}{\theta} = \frac{16}{2} = 8$$

- El hidróxido de aluminio $Al(OH)_3$ ($\overline{M} = 78$), el cual puede liberar 3 iones OH^-:

$$m-Eq = \frac{\overline{M}}{\theta} = \frac{78}{3} = 26$$

- El ácido sulfúrico H_2SO_4 ($\overline{M} = 98$) el cual puede liberar 2 iones H^+:

$$m-Eq = \frac{\overline{M}}{\theta} = \frac{98}{2} = 49$$

- El sulfuro de sodio (sal) Na_2S ($\overline{M} = 78$) el cual posee 2 iones Na^{+1}:

$$m-Eq = \frac{\overline{M}}{\theta} = \frac{78}{2} = 39$$

- **Procesos que involucran reacciones redox:**
En estos procesos el valor del parámetro "θ" es igual al número de electrones transferidos (ganados o perdidos) por la sustancia, independientemente del tipo de función química a la que pertenece.

Ejemplo: Hallar la masa equivalente del agente oxidante (sustancia que se reduce) en el siguiente proceso redox:

$$HNO_3 + S \longrightarrow NO + SO_2 + H_2O$$

El agente oxidante es el ácido nítrico HNO_3 ($\overline{M} = 63$) ya que en la reacción se reduce, esto se verifica con el siguiente cambio de estado de oxidación.

$$H\overset{(+5)}{N}O_3 + S \longrightarrow \overset{(+2)}{N}O + SO_2 + H_2O$$

Se reduce
(+3e)



$$m\text{-}Eq = \frac{\overline{M}}{\theta} = \frac{63}{3} = 31$$

EL EQUIVALENTE GRAMO

Como habíamos indicado anteriormente la masa equivalente (m–Eq) es una cantidad sin unidades ya que solo nos indica la proporción con la cual participan las masas de las sustancias al combinarse, para fines prácticos es necesario dotar a este término de una unidad específica de masa el cual es el gramo, con esto se cambia la terminología de masa equivalente gramo (eq – g). El equivalente gramo se define como la masa equivalente expresado en gramos:

$$1eq - g_{(x)} = (m - Eq)g$$

Ejemplo: Para las especies indicada anteriormente se tienen sus equivalentes gramo (eq – g):

Ca	:	1 eq – g = 20 g
O	:	1 eq – g = 8 g
$Al(OH)_3$	:	1 eq – g = 26 g
H_2SO_4	:	1 eq – g = 49 g

Si se disponen de muestras que involucren más de un equivalente gramo de una sustancia la cantidad de estos se puede determinar a partir de la relación:

$$\#eq-g_x = \frac{m_x}{m\text{-}Eq_x}$$

LEY DEL EQUIVALENTE

Llamado también ley de combinación química, establece que en toda reacción química las sustancias que reaccionan y se producen lo hacen siempre en igual número de equivalentes gramo.

	$2Mg$ +	O_2	$\rightarrow 2MgO$
Masa	48g	32g	80g
Peso equivalente	12	8	20
Número de equivalente	4	4	4

En general: A + B ⟶ C + D

- $\#eq-g(A) = \#eq-g(B) = \#eq-g(C) = \#eq-g(D)$

- m–Eq (A) = m–Eq (B) = m–Eq (C) = m–Eq (D)

La ventaja de aplicar la ley del equivalente se hace evidente en la solución de problemas de estequiometria donde no se conoce la reacción química ya que independientemente de la forma como se desarrolle esta, solo se iguala los equivalentes gramo.

La segunda relación se emplea generalmente para el cálculo de la masa equivalente de algunas especies covalentes (óxidos, hidruros, etc.) cuyo parámetro "θ" no se puede determinar con facilidad.

EJERCICIOS DE APLICACIÓN



1. "En toda reacción química la suma de las masas de los reactantes es igual a la suma de las masas de los productos". Es parte del enunciado de la ley de:

   Rpta.: ....

2. El azufre (M.A = 32) se combina con el oxígeno según:
$$S_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow SO_{(g)}$$
Indique la proporción en masa a la cual reaccionan ambas sustancias:

   Rpta.: ....

3. Se tiene una muestra de 10 moles de gas propano el cual combustiona según:
$$C_3H_8 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$$
¿Cuántas moles de gas oxígeno se requieren para su consumo completo?

   Rpta.: ....

4. Se dispone de una muestra de 13 gramos de zinc metálico (M.A = 65) el cual reacciona según:
$$Zn + HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$$
Halle la masa de gas hidrógeno liberado en el proceso.

   Rpta.: ....

5. A partir de la siguiente reacción se obtiene 280 gramos de hierro metálico (M.A = 56):
$$FeO + CO \rightarrow Fe + CO_2$$
Halla la masa de óxido ferroso empleado en el proceso.

   Rpta.: ....

6. Se quema una muestra de 80 gramos de gas metano según:
$$CH_4 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$$
Halle el volumen (en litros) de gas dióxido de carbono liberado a condiciones normales.

   Rpta.: ....

7. A partir del siguiente proceso se obtiene mercurio líquido (M.A = 200):
$$HgO_{(s)} + calor \rightarrow Hg_{(\ell)} + O_{2(g)}$$
Halle la masa del mercurio producido si se empleó 108 gramos de HgO y el rendimiento del proceso es del 50%.

   Rpta.: ....

8. Para la siguiente reacción en fase gaseosa:
$$N_{2(g)} + H_{2(g)} \rightarrow NH_{3(g)}$$
Indique la proporción de volúmenes a la cual reaccionan los reactantes si ambos se encuentran a las mismas condiciones de presión y temperatura.

   Rpta.: ....

9. En la síntesis del agua si se emplea 25 litros de gas oxígeno. Halle el volumen empleado de gas hidrógeno si ambos se encuentran a las mismas condiciones de presión y temperatura.

   Rpta.: ....

10. En el siguiente proceso de oxidación:
$$SO_{(g)} + O_{2(g)} \rightarrow SO_{3(g)}$$
Se obtiene 150 litros de gas trióxido de azufre. Halle la suma de los volúmenes empleados de los reactantes.

    Rpta.: ....

PROBLEMAS RESUELTOS

PROBLEMA 1 Respecto a la estequiometria indicar verdadero (V) o falso (F):

I. Las leyes ponderales se emplean para el calculo de las masas.
II. La ley de conservación de masa, también es válido para el número de moles.
III. La ley de volúmenes de combinación se aplica tanto para los gases como para los líquidos.

A) VVV B) FVV C) FVF
D) VVF E) FFV

Resolución:

I. VERDADERO : Las leyes ponderales se emplean para el cálculo de las masas ya sea de los sólidos, líquidos o gases y son:

- Ley de conservación de masas.
- Ley de proporciones definidas.
- Ley de proporciones múltiples.
- Ley de proporciones recíprocas.

II. FALSO : La ley de conservación de masas, establece que la masa total de las sustancias que reaccionan es igual a la masa total de los productos obtenidos, no se cumple para las moles.

III. FALSO : La ley de los volúmenes de combinación es una ley volumétrica por lo tanto se aplica solo para los gases siempre y cuando se encuentren a la misma presión y temperatura.

∴ CLAVE: D

PROBLEMA 2 Durante la reacción de síntesis del agua, se logra obtener 90g de este líquido. Hallar la masa de gas hidrógeno (H_2) consumido.

A) 12 g B) 15 g C) 11 g
D) 13 g E) 10 g

Resolución: La ecuación química balanceada para la síntesis del agua es:

$$2\,H_{2(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2\,H_2O_{(\ell)}$$

Establecemos la proporción definida para las masas del agua y el hidrógeno (dato e incógnita):

$$\frac{m_{H_2O}}{2\times 18} = \frac{m_{H_2}}{2\times 2}$$

Reemplazando el dato tenemos:

$$\frac{90\text{ g}}{2\times 18}=\frac{m_{H_2}}{2\times 2}$$

Luego la masa del gas hidrógeno empleado fue:

$$m_{H_2}=10\text{ g}$$

∴ CLAVE: E

PROBLEMA 3 Se dispone de un kilogramo de un mineral de $CaCO_3$, el cual contiene a esta sal en un 80%, por calentamiento se descompone según:

$$CaCO_{3(s)} \longrightarrow CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$$

Hallar la masa de óxido de calcio (CaO) producido.

A) 278 g B) 390 g C) 368 g
D) 298 g E) 346 g

Resolución: Hallamos primero la masa de la sal $CaCO_3$ ($\overline{M}=100$) pura considerando que proviene de 1kg (1000 g) de un mineral que lo contiene en 80%:

$$CaCO_3 \qquad m=1000\text{ g}\times\frac{80}{100}=800\text{ g}$$

Con esta masa producimos óxido de calcio CaO ($\overline{M}=46$), como la ecuación esta balanceada la proporción de masas es:

$$\frac{m_{CaCO_3}}{100}=\frac{m_{CaO}}{46}$$

Reemplazando el dato, tenemos:

$$\frac{800\text{ g}}{100}=\frac{m_{CaO}}{46}$$



Luego la masa del óxido producido es:

$$m_{CaO}=368\text{ g}$$

∴ CLAVE: C

PROBLEMA 4 El carbono (C) expuesto al calor y en presencia del oxígeno, se oxida según:

$$C_{(s)} + O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)}$$

Si al finalizar la reacción se recogen 5 moles de dióxido de carbono (CO_2). ¿Qué masa de carbono se quemo?

A) 60 g B) 66 g C) 72 g
D) 78 g E) 82 g

Resolución: A partir de la reacción se obtuvo 5 moles de dióxido de carbono CO_2 ($\overline{M} = 44$), dicha cantidad en gramos es:

$$CO_2 \qquad m = 5 \times 44\ g = 220\ g$$

Como la ecuación química esta balanceada la proporción de masas para este óxido y el carbono es:

$$\frac{m_C}{12} = \frac{m_{CO_2}}{44}$$

Reemplazando el dato, tenemos:

$$\frac{m_C}{12} = \frac{220\ g}{44}$$

Luego la masa de carbono que reaccionó es:

$$m_C = 60\ g$$

$\therefore$ CLAVE: A

PROBLEMA 5 Se somete a fermentación 90 g de glucosa ($C_6H_{12}O_6$), de acuerdo con la reacción:

$$C_6H_{12}O_{6(s)} \longrightarrow C_2H_5OH_{(\ell)} + CO_{2(g)}$$

Siendo uno de sus productos el alcohol etílico (C_2H_5OH). ¿Qué volumen de este líquido se obtiene si su densidad es 0,8 g/mL?

A) 57,5 mL B) 50,4 mL C) 58,6 mL
D) 56,9 mL E) 54,5 mL

Resolución: La ecuación química balanceada del proceso es:

$$C_6H_{12}O_{6(s)} \longrightarrow 2\,C_2H_5OH_{(\ell)} + 2\,CO_{2(g)}$$

La proporción de masas para la glucosa ($\overline{M} = 180$) y el alcohol ($\overline{M} = 46$) que son el dato e incógnita es:

$$\frac{m_{C_6H_{12}O_6}}{180} = \frac{m_{C_2H_5OH}}{2 \times 46}$$

Reemplazando el dato, tenemos:

$$\frac{90\ g}{180} = \frac{m_{C_2H_5OH}}{2 \times 46}$$

Luego la masa de alcohol obtenido es:

$$m_{C_2H_5OH} = 46\ g$$

Pero lo que nos piden es su volumen, por lo que empleamos su densidad (m/V) que nos indican como dato adicional del problema lo cual sirve como factor de conversión:

$$V = \frac{m}{D} = \frac{46\ g}{0,8\ g/mL}$$

$$V = 57,5\ mL$$

$\therefore$ CLAVE: A

PROBLEMA 6 Para la síntesis de amoniaco (NH_3) se emplea 140 g de gas nitrógeno (N_2), el cual reacciona según:

$$N_{2(g)} + H_{2(g)} \longrightarrow NH_{3(g)}$$

Hallar el volumen de gas amoniaco obtenido a condiciones normales.

A) 206 L
B) 210 L
C) 180 L
D) 218 L
E) 224 L

Resolución: La ecuación química balanceada del proceso es:

$$N_{2(g)} + 3\,H_{2(g)} \longrightarrow 2\,NH_{3(g)}$$

La proporción de masas del nitrógeno ($\overline{M} = 28$) y el amoníaco ($\overline{M} = 17$) que son el dato e incógnita es:

$$\frac{m_{H_2}}{28} = \frac{m_{NH_3}}{2 \times 17}$$

Reemplazando el dato, tenemos:

$$\frac{140g}{28} = \frac{m_{NH_3}}{2 \times 17}$$

Luego la masa del amoníaco producido es:

$$m_{NH_3} = 170\ g$$

Como nos piden el volumen a condiciones normales de este gas, hallamos primero su número de moles (n):

$$n = \frac{m}{\overline{M}} = \frac{170}{17} = 10$$

Sabemos que a condiciones normales cada mol de gas ocupa un volumen de 22,4 L; por lo tanto para el amoníaco, tenemos:

$$V = 10 \times 22,4\ L$$

$$V = 224\ L$$

$\therefore$ CLAVE: E

PROBLEMA 7 Durante la obtención e hidróxido de sodio (NaOH) uno de los subproductos es el gas hidrógeno (H_2), de acuerdo con la reacción:

$$Na_{(s)} + H_2O_{(\ell)} \longrightarrow NaOH_{(s)} + H_{2(g)}$$

Si se liberaron 112 L de dicho gas a condiciones normales. Hallar la masa de sodio metálico empleado.

A) 216 g B) 230 g C) 241 g
D) 250 g E) 238 g

Resolución: A partir de la reacción se obtuvieron 112 L de gas hidrógeno H_2 ($\overline{M} = 2$) a condiciones normales, dicha cantidad en moles (n) y luego en gramos es:

$$n = \frac{112\ L}{22{,}4\ L} = 5$$

$$m = 5 \times 2\ g = 10\ g$$

La ecuación química balanceada para el proceso es:

$$2\,Na_{(s)} + 2\,H_2O_{(\ell)} \longrightarrow 2\,NaOH_{(s)} + H_{2(g)}$$

La proporción de masas del hidrógeno y el sodio (PA = 23) que son el dato e incógnita es:

$$\frac{m_{Na}}{2 \times 23} = \frac{m_{H_2}}{2}$$

Reemplazando el dato, tenemos:

$$\frac{m_{Na}}{2 \times 23} = \frac{10\ g}{2}$$

Luego la masa del sodio metálico que reaccionó es:

$$m_{Na} = 230\ g$$

∴ CLAVE: B

PROBLEMA 8 La reducción del óxido ferroso (FeO) se realiza en presencia del gas monóxido de carbono (CO) según:

$$FeO_{(s)} + CO_{(g)} \longrightarrow Fe_{(s)} + CO_{2(g)}$$

Si la reacción se inicia con 360g de óxido ferroso. Hallar el volumen del gas CO_2 liberado, si este se encuentra a 27°C y 4,1 atm.

A) 26 L B) 30 L C) 34 L
D) 29 L E) 35 L

Resolución: Como la ecuación química se encuentra balanceada la proporción en masa para el óxido ferroso ($\overline{M} = 72$) y el CO_2 ($\overline{M} = 44$) que son el dato y la incógnita es:

$$\frac{m_{FeO}}{72} = \frac{m_{CO_2}}{44}$$

Reemplazando el dato, tenemos:

$$\frac{360g}{72} = \frac{m_{CO_2}}{44}$$

Luego la masa del CO_2 obtenido es:

$$m_{CO_2} = 220\ g$$

Pero este gas se recoge bajo las siguientes condiciones:

$$P = 4,1\ atm$$
$$T = 27°C = 300\ K$$

Por lo que su volumen lo hallamos a partir de la ecuación universal de los gases ideales (PV = nRT) según:

$$\boxed{V = \frac{m \times R \times T}{P \times \overline{M}}}$$

$$V = \frac{220 \times 0,082 \times 300}{4,1 \times 44}$$

$$V = 30\ L$$

∴ CLAVE: B

PROBLEMA 9 Si la reacción de síntesis del agua se desarrolla y mantiene a altas temperaturas, el agua se recoge como vapor, si se obtuvo 15 L de vapor de agua. Hallar el volumen total de reactantes empleados en este proceso.

A) 16,3 L B) 18,4 L C) 20,7 L
D) 22,5 L E) 26,2 L

Resolución: La ecuación química balanceada del proceso es:

$$2\,H_{2(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2\,H_2O_{(g)}$$

Como todos los componentes son gases, lal proporción volumétrica se da en función a sus coeficientes estequiometricos, tenemos:

$$\frac{V_{H_2}}{2} = \frac{V_{O_2}}{1} = \frac{V_{H_2O}}{2}$$

Como en este proceso se obtuvo 15 L de agua, reemplazando tenemos:

$$\frac{V_{H_2}}{2} = \frac{V_{O_2}}{1} = \frac{15\ L}{2}$$

Luego los volúmenes de los gases hidrógeno y oxígeno (reactantes) son:

$$V_{H_2} = 15\ L$$
$$V_{O_2} = 7{,}5\ L$$

Siendo el volumen total de 22,5 L

∴ CLAVE: D

PROBLEMA 10 Hallar la contracción volumétrica para la combustión completa del gas metano (CH_4), si el agua producida condensa rápidamente.

A) $\frac{1}{2}$ B) $\frac{1}{3}$ C) $\frac{2}{3}$
D) $\frac{2}{5}$ E) $\frac{1}{4}$

Resolución: La ecuación química balanceada para la combustión completa del gas metano es:

$$CH_{4(g)} + 2\,O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)} + 2\,H_2O_{(l)}$$

Por lo tanto la contracción volumétrica (CV) para este proceso es:

$$CV = \frac{\sum coef\ (reactantes) - \sum coef\ (productos)}{\sum coef\ (reactantes)}$$

Reemplazando los coeficientes solo para las sustancias gaseosas, tenemos:

$$CV = \frac{(1+2)-1}{(1+2)} = \frac{2}{3}$$

∴ CLAVE: C

PROBLEMA 11 Se dispone de una muestra de gas metano equivalente a 100 mL, si se logra su combustión completa. Hallar el volumen de aire empleado, considerando que el aire posee 20% en volumen de oxígeno (O_2).

A) 800 mL B) 860 mL C) 940 mL
D) 1000 mL E) 1050 mL

Resolución: La ecuación química balanceada para el proceso es:

$$CH_{4(g)} + 2\,O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)} + 2\,H_2O_{(\ell)}$$

La proporción volumétrica para el metano y el oxígeno (dato e incógnita) es:

$$\frac{V_{CH_4}}{1} = \frac{V_{O_2}}{2}$$

Reemplazamos el dato y tenemos:

$$\frac{100\text{ mL}}{1} = \frac{V_{O_2}}{2}$$

Luego el volumen de gas oxígeno empleado es:

$$V_{O_2} = 200\text{ mL}$$

Pero en realidad nos piden el volumen de aire, donde dicho oxígeno esta contenido en 20%, luego:

$$V_{aire} = 200\text{ mL} \times \frac{100\%}{20\%} = 1000\text{ mL}$$

∴ CLAVE: B

PROBLEMA 12 Se emplea 120 L de gas amoníaco el cual reacciona con suficiente oxígeno, según:

$$NH_{3(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow N_{2(g)} + H_2O_{(g)}$$

Hallar el volumen del producto obtenido y libre de humedad.

A) 60 L B) 64 L C) 70 L
D) 72 L E) 75 L

Resolución: La ecuación química balanceada para el proceso es:

$$4\,NH_{3(g)} + 3\,O_{2(g)} \longrightarrow 2\,N_{2(g)} + 6\,H_2O_{(g)}$$

La proporción volumétrica para el amoníaco y el gas nitrógeno que es el producto sin considerar el agua ya que nos indican que debe estar libre de humedad es:

$$\frac{V_{NH_3}}{4} = \frac{V_{N_2}}{2}$$

Reemplazando el dato, tenemos:

$$\frac{120\text{L}}{4} = \frac{V_{N_2}}{2}$$

Luego el volumen del gas nitrógeno es:

$$V_{N_2} = 60\text{ L}$$

∴ CLAVE: A

PROBLEMA 13 Respecto a las proposiciones, indicar lo correcto:

I. El relativo limitante de una reacción es aquel reactante que se consume completamente.

II. Existen reacciones cuyo rendimiento es superior al 100%.

III. La contracción volumétrica mide el incremento en el volumen que experimentan los gases al ser calentados.

A) I y II B) Sólo II C) Sólo I
D) I y III E) Sólo III

Resolución:

I. CORRECTO : El relativo limitante es aquel reactante que se encuentra en menor proporción estequiometrica (no necesariamente en menor cantidad) por lo que se consume de forma completa.

II. INCORRECTO : Se considera 100% eficientes a las reacciones ideales, toda reacción química real se encuentra por debajo de este rendimiento.

III. INCORRECTO : La contracción volumétrica mide la reducción en el volumen que experimentan los reactantes gaseosos al formar los productos también gaseoso.

∴ CLAVE: C

PROBLEMA 14 Se hacen reaccionar 50 g de cada reactante en el siguiente proceso:

$$S_{(s)} + O_{2(g)} \longrightarrow SO_{3(g)}$$

Hallar la máxima cantidad de producto que se puede obtener.

A) 83,33 g B) 85,55 g B) 87,33 g
D) 90,55 g E) 93,55 g

Resolución: La ecuación química balanceada para el proceso es:

$$2\,S_{(s)} + 3\,O_{2(g)} \longrightarrow 2\,SO_{3(g)}$$

Como se tiene dos reactantes dato (50 g de cada uno), primero se debe identificar al reactivo limitante (RL) a partir de la relación "R":

$$R = \frac{\text{cantidad dato}}{\text{cantidad reacción}}$$

Para el azufre (PA = 32) y el oxígeno ($\overline{M}$ = 32), tenemos:

$$S \quad : \quad R = \frac{50\text{ g}}{2 \times 32} = 0{,}78$$

$$O_2 \quad : \quad R = \frac{50\text{ g}}{3 \times 32} = 0{,}52$$

Como el oxígeno presenta el menor valor de la relación "R" es el reactivo limitante y con él se desarrollan los cálculos.

La proporción de masas para el oxígeno y el SO_3 ($\overline{M}$ = 80) que son el dato y la incógnita es:

$$\frac{m_{O_2}}{3 \times 32} = \frac{m_{SO_3}}{2 \times 80}$$

Reemplazando el dato, tenemos:

$$\frac{50\text{ g}}{3 \times 32} = \frac{m_{SO_3}}{2 \times 80}$$



Luego la masa del SO_3 (máximo) producido es:

$$m_{SO_3} = 83{,}33\text{ g}$$

∴ CLAVE: A



PROBLEMA 15 El clorato de potasio ($KClO_3$) se descompone por acción del calor según:

$$KClO_{3(s)} \longrightarrow KCl_{(s)} + O_{2(g)}$$

Si se calientan hasta la descomposición completa una muestra pura de 735 g de dicha sal. Hallar la masa de oxígeno obtenido si el rendimiento del proceso es de 75%.

A) 187 g B) 195 g C) 206 g
D) 216 g E) 222 g

Resolución: La ecuación química balanceada para el proceso es:

$$2\,KClO_{3(s)} \longrightarrow 2\,KCl_{(s)} + 3\,O_{2(g)}$$

La proporción de masas para el $KClO_3$ ($\overline{M}$ = 122,5) y el oxígeno (dato e incógnita) es:

$$\frac{m_{KClO_3}}{2 \times 122{,}5} = \frac{m_{O_2}}{3 \times 32}$$

Reemplazando el dato, tenemos:

$$\frac{735\text{ g}}{2 \times 122{,}5} = \frac{m_{O_2}}{3 \times 32}$$

Luego la masa del gas oxígeno producido es:

$$m_{O_2} = 288\ g$$

Pero nos indican que la reacción posee una eficiencia de 75%, por lo tanto la masa real de oxígeno obtenido solo es el 75% de lo esperado (teórico):

$$m_{O_2} = 288\ g \times \frac{75}{100} = 216\ g$$

∴ CLAVE: D

PROBLEMA 16 Un gramo de clorato de potasio se descompone según la siguiente reacción:

$$KClO_{3(s)} \xrightarrow{\text{calor}} KCl_{(s)} + \frac{3}{2}O_{2(g)} \quad .....(1)$$

Después de realizada la reacción (1) se adiciona $AgNO_{3(ac)}$ en exceso, obteniéndose 0,9358 g de $AgCl_{(s)}$ acorde a la reacción (2).

$$KCl_{(ac)} + AgNO_{3(ac)} \rightarrow AgCl_{(s)} + KNO_{3(ac)} \quad ......(2)$$

Calcule el rendimiento (%) que tuvo la reacción (1).

Masas atómicas: O = 16; Cl = 35,5; K = 39; Ag = 107,8 **ADMISIÓN UNI 2017 - I**

A) 20 B) 38 C) 65
D) 80 E) 90

Resolución: Calculando la masa de KCl consumido en la reacción (2):

$$\underbrace{KCl_{(ac)}} + AgNO_{3(ac)} \rightarrow \underbrace{AgCl_{(s)}} + KNO_{3(ac)}$$

$$94{,}5\,g/mol \;\text{———}\; 143{,}3\,g/mol$$

Dato : $m \;\text{———}\; 0{,}9358\ g$

$m_{KCl} = 0{,}4865\ g$ (Masa real producida en la reacción (1))

Calculando la masa KCl teórica que debió obtenerse en la reacción (1):

$$\underbrace{KClO_{3(s)}} \xrightarrow{\text{calor}} \underbrace{KCl_{(s)}} + \frac{3}{2}O_{2(g)}$$

$$122{,}5\ g/mol \;\text{———}\; 74{,}5\ g/mol$$

Dato : $1g \;\text{———}\; m$

$m_{KCl} = 0{,}608\ g$ (masa teórica)

A todo el público en general:

El Proyecto Modo Scan+100 2.0, nace de una idea del **Team Calapenshko**, el cual es difundir todo aquel texto inédito que no esté circulando en la red.

Nuestro Grupo Calapenshko hace el mejor esfuerzo para digitalizar este libro, y así usted estimado lector pueda obtener la mejor experiencia que toda persona desea al abrir un libro.

Este proyecto llega gracias a las **donaciones que se pudo obtener de 100 personas** comprometidas con el proyecto **MODO SCAN+100 2.0**.

Este libro no debe ser prostituito monetariamente, este libro no debe ser coleccionado, este libro debe ser destruido analíticamente, así que te invito a leerlo.

No pagues por este libro de **circulación gratuita**, búscalo en la red.

Atentamente, el GRUPO CALAPENSHKO

02 de setiembre del 2020



Hallando el rendimiento:

$$\%Rendimiento = \frac{\text{Cantidad Real}}{\text{Cantidad Teórica}} .100\%$$

$$\%R = \frac{0{,}4865\ \cancel{g}}{0{,}608\ \cancel{g}} .100\% = 80\%$$

∴ CLAVE:D

PROBLEMA 17 En relación a la masa o peso equivalente, indicar verdadero (V) o falso (F):

I. Corresponde a una cantidad adimensional, es decir no posee unidades.
II. En los procesos redox se determina a partir del número de electrones transferidos.
III. La ley del equivalente establece que la suma de los equivalentes gramo al inicio y final de la reacción son iguales.

A) VVV B) VVF C) FVF
D) FFV E) VFV

Resolución:

I. VERDADERO : Solo es un término numérico empleado para relacionar las masas de combinación de las sustancias que intervienen en una reacción química.

II. VERDADERO : En los procesos donde ocurren reacciones redox el parámetro "θ" esta en función al número de electrones transferidos.

III. FALSO : La ley del equivalente establece la igualdad en el número de equivalentes gramos para todas las sustancias que participan en una reacción química.

∴ CLAVE: B

PROBLEMA 18 Hallar las masas equivalentes del hierro al formar el óxido férrico (Fe_2O_3) y el carbono al oxidarse a CO_2.

A) 18,57; 1 B) 17,56; 2 C) 16,45; 5
D) 15,78; 4 E) 18, 67; 3

Resolución:

- El elemento hierro (PA = 56) al formar el óxido férrico, actúa con valencia 3, por lo tanto su masa equivalente es:

$$\overset{(+3)}{Fe_2}\ \overset{(-2)}{O_3}$$

$$PE(Fe) = \frac{PA}{\theta} = \frac{56}{3} = 18,67$$

- El elemento carbono (PA = 12) al formar el dióxido de carbono, actúa con valencia 4, por lo tanto su masa equivalente es:

$$\overset{(+4)}{C}\ \overset{(-2)}{O_2}$$

$$PE(C) = \frac{PA}{\theta} = \frac{12}{4} = 3$$

$\therefore$ CLAVE: E

PROBLEMA 19 Hallar la masa equivalente de la siguiente sal:

sulfato de aluminio $Al_2(SO_4)_3$

A) 57 B) 59 C) 64
D) 62 E) 65

Resolución: El sulfato de aluminio ($\overline{M}$ = 342) es una sal oxisal, donde se encuentran presentes 2 cationes aluminio (Al^{+3}), esto hace una carga neta de +6, su masa equivalente es:

$$PE = \frac{\overline{M}}{\theta} = \frac{342}{6} = 57$$

$\therefore$ CLAVE: A

PROBLEMA 20 En el siguiente proceso redox. Hallar la masa equivalente del agente reductor.

$$CuO_{(s)} + NH_{3(g)} \longrightarrow Cu_{(s)} + N_{2(g)} + H_2O_{(\ell)}$$

A) 5,32 B) 5, 45 C) 5,67
D) 5,79 E) 5,85

Resolución: El agente reductor es el amoníaco NH_3 ($\overline{M}$ = 17) ya que en el proceso redox se oxida, tal como se observa según los cambios de estado de oxidación:

$$\overset{(-3)}{CuO_{(s)}} + \overset{(-3)}{N}H_{3(g)} \longrightarrow Cu_{(s)} + \overset{(0)}{N}_{2(g)} + H_2O_{(\ell)}$$

Se oxida
(–3e)

Luego su masa equivalente es:

$$PE = \frac{\overline{M}}{\theta} = \frac{17}{3} = 5{,}67$$

∴ CLAVE: C



PROBLEMAS PROPUESTOS

1. En relación a la estequiometria, indicar verdadero (V) o falso (F):
   I. Desarrolla los cálculos de las masas y las moles solamente.
   II. La ley estequiometrica propuesta por Gay Lussac es una ley ponderal.
   III. La ley de las proporciones múltiples fue establecido por John Dalton.

   A) VVF B) VVV C) FVF
   D) FFV E) FFV

2. El siguiente enunciado: "en toda reacción química las sustancias que reaccionan lo hacen siempre en una proporción de masas fijas y constantes", corresponde a la ley de:

   A) Conservación de masas
   B) Proporciones definidas
   C) Proporciones múltiples
   D) Proporciones recíprocas
   E) Volúmenes de combinación

3. Si 12 g de carbono se combina con 16 g de oxígeno para formar el monóxido de carbono (CO) y en otro proceso 12 g de carbono se combina con 32 g de oxígeno para formar dióxido de carbono (CO_2), ambas reacciones se explican empleando la ley de:

   A) Conservación de masas
   B) Proporciones definidas
   C) Proporciones múltiples
   D) Proporciones recíprocas
   E) Volúmenes de combinación

4. El agua líquida se descompone en lo gases hidrógeno y oxígeno por acción de la electricidad, a esto se denomina electrólisis, si logran descomponerse 45g de agua. Hallar la masa de gas oxígeno liberado.

   A) 40 g B) 5 g C) 20 g
   D) 8 g E) 32 g

5. El fósforo blanco (P_4) reacciona con el oxígeno según:

   $$P_{4(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow P_4O_{10(g)}$$

   Si se logra obtener 1420 g del óxido correspondiente. Hallar la masa de fósforo que reacciono.
   M.A (P) = 31

   A) 420 g B) 210 g C) 310 g
   D) 620 g E) 640 g

6. El carbonato de magnesio ($MgCO_3$) se descompone por acción del calor según:

   $$MgCO_{3(s)} \longrightarrow MgO_{(s)} + CO_{2(g)}$$

   Si se calienta una muestra de 100 g de carbonato de magnesio. Hallar la masa de óxido de magnesio (MgO) producido.
   M.A (Mg) = 24

   A) 22,5 g B) 78,7 g C) 54,3 g
   D) 84,2 g E) 47,6 g

7. El metal zinc (Zn) es atacado con ácido clorhídrico (HCl) produciéndose la reacción:

   $$Zn_{(s)} + HCl_{(ac)} \longrightarrow ZnCl_{2(ac)} + H_{2(g)}$$

   Si se dispone de 2,6 g de zinc. Hallar la masa de HCl necesario para consumir dicho metal.
   M.A (Zn = 65; Cl = 35,5)

   A) 2,92 g B) 1,54 g C) 3,48 g
   D) 7,72 g E) 1,11 g

8. Uno de los óxidos de nitrógeno responsable de la lluvia ácida es el dióxido de nitrógeno (NO_2) que es un gas que se produce a partir de la reacción:

   $$NO_{(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow NO_{2(g)}$$

   ¿Cuántas moles de este gas se producirán a partir de 180 g de monóxido de nitrógeno (NO)? M.A: N = 14; O = 16

   A) 6 B) 8 C) 4
   D) 3 E) 12

9. A partir de la siguiente reacción química se obtiene cobre metálico:

$CuO_{(s)} + NH_{3(g)} \longrightarrow Cu_{(s)} + N_{2(g)} + H_2O_{(\ell)}$

Si se tiene un kilogramo de un mineral que contiene 60% del óxido cúprico (CuO). Hallar la masa de cobre puro que se puede obtener.
M.A: (Cu) = 63,5

A) 236,5 g B) 122,2 g C) 745,6 g
D) 479,2 g E) 512,3 g

10. Se ataca una muestra de 540 g de alumino impuro con ácido sulfúrico, de acuerdo con la reacción:

$Al_{(s)} + H_2SO_{4(ac)} \longrightarrow Al_2(SO_4)_{3(s)} + H_{2(g)}$

Si de esta reacción se logra obtener 30 g de gas hidrógeno. Hallar el porcentaje de pureza del aluminio en la muestra inicial.
M.A: (Al) = 27

A) 75% B) 50% C) 60%
D) 90% E) 78%

11. Se quema una muestra de 45 mL de alcohol etílico C_2H_5OH (D = 0,8 g/mL), produciéndose combustión completa según:

$C_2H_5OH_{(\ell)} + O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)} + H_2O_{(\ell)}$

Hallar la masa del gas CO_2 obtenido producto de la reacción.

A) 68,87 g B) 45,25 g C) 78,65 g
D) 55,24 g E) 88,93 g

12. El óxido de mercurio (HgO) es un sólido de color blanco que al calentarse a altas temperaturas se descompone según:

$HgO_{(s)} \longrightarrow Hg_{(\ell)} + O_{2(g)}$

Separándose el mercurio que como sabemos es un metal líquido (D = 13,6 g/mL), si se calienta 86,4 g de óxido. Hallar el volumen de mercurio obtenido.
M.A:(Hg) = 200

A) 4,33 mL B) 3,24 mL C) 5,88 mL
D) 1,25 mL E) 3,33 mL

13. Se disuelve una muestra de 400 g de $CaCO_3$ en ácido clorhídrico, según:

$CaCO_{3(s)} + HCl_{(ac)} \rightarrow CaCl_{2(ac)} + CO_{2(g)} + H_2O_{(\ell)}$

Hallar el volumen del gas CO_2 obtenido a condiciones normales.

A) 112 L B) 224 L C) 44,8 L
D) 96,4 L E) 89,6 L

14. El bicarbonato de sodio ($NaHCO_3$) es una sal ácida contenida en la levadura el cual por calentamiento se descompone liberando gas CO_2, esto explica porque la masa de harina "infla" al mezclarse con levadura:

$NaHCO_{3(s)} \rightarrow Na_2CO_{3(s)} + CO_{2(g)} + H_2O_{(g)}$

Si se liberaron 134,4 L de gas CO_2 a condiciones normales. Hallar la masa de bicarbonato que se empleo.
M.A: Na = 23; Cl = 12; O = 16

A) 1 008 g B) 987 g C) 1 452 g
D) 1 220 g E) 816 g

15. El benceno (C_6H_6) es un líquido apolar muy empleado como disolvente orgánico, es también inflamable quemándose en presencia del oxígeno, según:

$C_6H_{6(\ell)} + O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)} + H_2O_{(g)}$

Si en esta reacción se obtuvieron 45 g de vapor de agua. Hallar el volumen de benceno que se quemo, si su densidad es 0,88 g/mL.

A) 54,52 mL B) 41,23 mL
C) 73,86 mL
D) 88,56 mL E) 66,22 mL

16. Para la síntesis del amoníaco se dispone de una muestra de 56 L de gas hidrógeno a condiciones normales. ¿Qué masa de gas amoníaco se obtendrá?

$N_{2(g)} + H_{2(g)} \longrightarrow NH_{3(g)}$

A) 28,3 g B) 12,5 g C) 31,2 g
D) 15,5 g E) 45,6 g

17. Mediante descargas eléctricas el oxígeno molecular (O_2) se puede convertir en ozono (O_3) según:

$$O_{2(g)} \longrightarrow O_{3(g)}$$

Si se somete a reacción 672 L de gas O_2. ¿Qué masa de ozono se obtendrá a C.N.?

A) 840 g B) 180 g C) 1 500 g
D) 640 g E) 960 g

18. Debido a las altas temperaturas a la que se encuentra la cámara de combustión de los automóviles ocurre la siguiente reacción que a temperatura normal no ocurriría:

$$N_{2(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow NO_{(g)}$$

Si el monóxido de nitrógeno producido ocupa un volumen de 41 L a 27ºC y 3 atmósferas de presión. Hallar la masa del gas nitrógeno que reacciono.

A) 70 g B) 60 g C) 80 g
D) 100 g E) 54 g

19. Al hacer burbujear gas trióxido de azufre (SO_3) dentro del agua se forma ácido sulfúrico, según:

$$SO_{3(g)} + H_2O_{(\ell)} \longrightarrow H_2SO_{4(ac)}$$

Se tiene 100 L de dicho gas a 127ºC y 8,2 atmósferas de presión, si todo este gas reacciona. Hallar la masa de ácido producido.

A) 1,25 kg B) 2,56 kg C) 2,45 kg
D) 3,12 kg E) 1,75 kg

20. Durante la electrólisis del cloruro de sodio (NaCl) fundido se libera cloro gaseoso (Cl_2) según:

$$NaCl_{(\ell)} \longrightarrow Na_{(\ell)} + Cl_{2(g)}$$

Dicho cloro se recoge y almacena en un recipiente 32,8 L encontrándose además que la presión es de una atmósfera y la temperatura es de 227ºC. ¿Qué masa de sal se descompuso? M.A: Na = 23; Cl = 35,5

A) 93,6 g B) 56,4 g C) 108,8 g
D) 123,5 g E) 78,8 g

21. Respecto a las leyes volumétricas, indicar lo correcto:

I. Se aplica tanto para los líquidos como para los gases.
II. Para los gases siempre que estén a las mismas condiciones de presión y temperatura, sus volúmenes son proporcionales a sus coeficientes.
III. La contracción volumétrica establece que los volúmenes se conservan.

A) Sólo I B) I y II C) Sólo II
D) II y III E) Sólo III

22. Hallar la contracción volumétrica para la combustión completa del gas butano (C_4H_{10}), si el agua producida es líquida.

A) 4/15 B) 7/15 C) 5/7
D) 3/7 E) 4/13

23. El gas acetileno (C_2H_2) es uno de los gases cuya combustión completa libera gran cantidad de calor alcanzándose temperaturas superiores a los 3000ºC lo cual es útil para soldar metales, la contracción volumétrica para esta reacción es:

A) 3/7 B) 4/5 C) 3/5
D) 4/7 E) 5/9

24. De la siguiente lista de hidrocarburos ¿Cuál de ellos produce una contracción volumétrica de 1/2 para su combustión completa?

A) C_6H_6 B) C_3H_8 C) C_2H_4
D) C_2H_2 E) C_2H_6

25. La combustión completa de un hidrocarburo gaseoso de la forma: C_nH_{2n+2} eso produce una contracción volumétrica de 1/2 luego de la condensación del agua. Hallar la masa molecular del hidrocarburo.

A) 78 B) 26 C) 72
D) 44 E) 48

26. Se lleva a cabo la combustión completa del gas propano (C_3H_8), si se recoge al final de la reacción 150 L de gas CO_2. Hallar el volumen de la mezcla propano y oxígeno al inicio de la reacción.

A) 500 L B) 400 L C) 100 L
D) 250 L E) 300 L

27. Para la siguiente reacción en fase gaseosa:

$$N_2O_{5(g)} \longrightarrow NO_{2(g)} + O_{2(g)}$$

Si se inicia con 60 L de óxido nítrico (N_2O_5). Hallar la suma de los volúmenes de los productos obtenidos.

A) 150 L B) 200 L C) 300 L
D) 100 L E) 240 L

28. El pentano (C_5H_{12}) es uno de los componentes de la gasolina, se caracteriza por ser un líquido bastante volátil (se evapora fácilmente), si se dispone de 90 L de dicho vapor. Hallar el volumen de aire necesario para su combustión completa.

A) 4 500 L B) 3 600 L C) 6 000 L
D) 3 200 L E) 1 500 L

29. La siguiente reacción se lleva acabo a altas temperaturas:

$$NH_{3(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow NO_{2(g)} + H_2O_{(g)}$$

Si la reacción se inicia con 400 L de amoníaco y suficiente oxígeno. Hallar el porcentaje en volumen del vapor de agua en la mezcla de productos al final de la reacción.

A) 30% B) 50% C) 60%
D) 80% E) 65%

30. Se tiene una mezcla de 100 mL de los gases metano y propano los cuales combustionan de forma completa en presencia de 260 mL de gas oxígeno (O_2). Hallar el porcentaje en volumen de metano en la mezcla inicial.

A) 20% B) 60% C) 65%
D) 70% E) 80%

31. Respecto al reactivo limitante y al reactivo en exceso, indicar lo correcto:

I. Ambos son reactantes.
II. El reactivo en exceso se recoge al final de la reacción.
III. El reactivo limitante se consume de forma completa por lo que limita la cantidad de producto a obtenerse.

A) Sólo I B) I, II y III C) Sólo II
D) II y III E) Sólo III

32. En relación a las proposiciones, indicar verdadero (V) o falso (F):

I. Toda reacción química que ocurre en la realidad posee una rendimiento menor al 100%.
II. Existen reacciones químicas hipotéticas cuyo rendimiento es superior al 100%.
III. Si una reacción química posee un rendimiento de 50% significa que solo el 50% de la cantidad total de reactantes logra formar los productos.

A) VFV B) VVV C) FVV
D) VVF E) FFV

33. Se emplea 28 g de cada reactante para desarrollar la siguiente reacción:

$$Fe_{(s)} + H_2O_{(\ell)} \longrightarrow FeO_{(s)} + H_{2(g)}$$

¿Qué masa de óxido ferroso se formará?

A) 36 g B) 48 g C) 21 g
D) 54 g E) 96 g

34. Para las siguientes listas de reacciones químicas, indicar quienes son los reactivos en exceso:

I. Quemar una hoja de papel al aire libre.
II. Provocar la oxidación de un clavo de hierro al sumergirlo en agua.
III. Agregar la sal de "Andrews" al agua.

A) Papel, agua, sal de "Andrews"
B) Papel, agua, agua
C) Papel, hierro, sal de "Andrews"
D) Aire, agua, sal de "Andrews"
E) Aire, agua, agua

35. Se emplea 78 g de cada reactante para llevar a cabo el siguiente proceso:

$$K_{(s)} + H_2O_{(\ell)} \longrightarrow KOH_{(s)} + H_{2(g)}$$

¿Qué masa del hidróxido de potasio se formará?

A) 96 g B) 86 g C) 124 g
D) 144 g E) 112 g

36. Se lleva a cabo la reacción química entre 100 g de metal aluminio con 80 g de gas oxígeno (O_2) según:

$$Al_{(s)} + O_{2(g)} \longrightarrow Al_2O_{3(s)}$$

¿Qué masa y de que especie no se consume completamente?

A) 10 g; Al B) 10 g; O C) 5 g; Al
D) 5 g; O E) 8 g; O

37. La hidrólisis la maltosa ($C_{12}H_{12}O_{11}$) o azúcar de malta en medio ácido, produce la reacción:

$$C_{12}H_{22}O_{11(s)} + H_2O_{(\ell)} \xrightarrow{H^+} C_6H_{12}O_{6(s)}$$

Si se inicia con 1 720 g de maltosa, lográndose obtener al final 1 350 g de glucosa. Hallar el rendimiento del proceso.

A) 54,5% B) 74,5% C) 63,2%
D) 98,5% E) 81,3%

38. La oxidación del metal plomo por acción del oxígeno ocurre según:

$$Pb_{(s)} + O_{2(g)} \longrightarrow PbO_{(s)}$$

Si la reacción se inicia con 1 035 g de plomo. Hallar la masa de óxido formado, si el rendimiento del proceso es de 89,7%.
M.A (Pb) = 207

A) 890 g B) 990 g C) 1 000 g
D) 1 050 g E) 1 100 g

39. El penta cloruro de fósforo (PCl_5) se descompone por acción del calor según:

$$PCl_{5(g)} \longrightarrow PCl_{3(g)} + Cl_{2(g)}$$

Si se parte de 417 g de penta cloruro. Hallar la masa del gas cloro producido, si el rendimiento del proceso es de 60%.
M.A: P = 31; Cl = 33,5

A) 88,8 g B) 54,4 g C) 100,2 g
D) 76,6 g E) 85,2 g

40. El gas acetileno (C_2H_2) o gas de soldadura se produce a partir del carburo de calcio (CaC_2) según:

$$CaC_{2(s)} + H_2O_{(\ell)} \longrightarrow Ca(OH)_{2(ac)} + C_2H_{2(g)}$$

Si se produce 130 g de acetileno a partir de 400 g de carburo. Hallar el rendimiento del proceso.

A) 80% B) 75% C) 66%
D) 55% E) 78%

41. En relación al peso o masa equivalente, indicar verdadero (V) o falso (F):

I. Nos indica la proporción respecto a las masas de las sustancias que participan en una reacción.
II. Representa una cantidad adimensional equivalente a una unidad de masa del elemento oxígeno.
III. Al expresársele en gramo se denomina equivalente gramo.

A) VFV B) FVV C) VVV
D) FFV E) FVF

42. Respecto a las proporciones, indicar lo correcto:

I. La masa equivalente de un ácido que participa en un proceso redox, se determina a partir del número de electrones transferidos.

II. Si un hidróxido posee 2 iones OH^- en su estructura, entonces necesariamente el valor de su parámetro "θ" es 2.

III. La masa equivalente del agua es siempre 9.

A) Sólo I B) I y II C) Sólo II
D) II y III E) Sólo III

43. Hallar la masa equivalente de los metales cobalto (Co) y cobre (Cu), los cuales se oxidan según:
M.A (Co) = 59

$$Co_{(s)} + O_{2(g)} \longrightarrow CoO_{(s)}$$
$$Cu_{(s)} + O_{2(g)} \longrightarrow Cu_2O_{(s)}$$

A) 24,3 y 31,75 B) 22,3 y 31,75
C) 29,5 y 63,5
D) 24,3 y 63,5 E) 22,3 y 63,5

44. El fosfato de calcio es una sal oxisal cuya fórmula química es: $Ca_3(PO_4)_2$. Hallar su masa equivalente.

A) 41,5 B) 64,3 C) 77,8
D) 45,6 E) 51,7

45. Considerando la ley del equivalente hallar las masas equivalentes del SO_3 y CO_2, de las reacciones:

$$SO_3 + H_2O \longrightarrow H_2SO_4$$
$$CaCO_3 \longrightarrow CaO + CO_2$$

A) 13,3 y 11 B) 13,3 y 22
C) 40 y 22
D) 20 y 22 E) 13,3 y 44

46. De acuerdo con la siguiente reacción química no redox:

$$H_3PO_4 + KOH \longrightarrow K_2HPO_4 + H_2O$$

Hallar la masa equivalente del ácido fosfórico (H_3PO_4).

A) 49 B) 32,7 C) 98
D) 196 E) 147

47. Para el siguiente proceso redox:

$$Cu + HNO_3 \longrightarrow Cu(NO_3)_2 + NO_2 + H_2O$$

Hallar el peso equivalente del agente reductor. M.A: Cu=63.5

A) 63,5 B) 63 C) 31,5
D) 31 E) 31,75

48. En medio ácido el permanganato de potasio ($KMnO_4$) se reduce hasta formar el ión Mn^{+2}, si se dispone de 790 g de esta sal. Hallar el número de equivalentes gramo contenido en dicha muestra.
M.A (Mn = 55; K = 39)

A) 15 B) 25 C) 17
D) 50 E) 28

49. 80 g de cierto metal divalente se oxida completamente para formar 112 g del óxido respectivo. Hallar el peso atómico de dicho metal.

A) 10 B) 20 C) 40
D) 25 E) 24

50. Al tratar una muestra de metal aluminio (metal trivalente) con cierto ácido se forma una sal y además se libera 18 g de gas hidrógeno (H_2). Hallar la masa de metal que reacciona. M.A: Al = 27

A) 162 g B) 224 g C) 98 g
D) 112 g E) 270 g

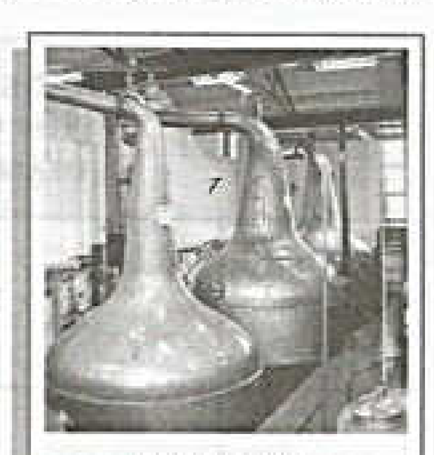


Sistemas Dispersos

OBJETIVOS

- Reconocer los diferentes tipos de sistemas dispersos (suspensiones, coloides y soluciones).
- Conocer las características de una mezcla homogénea a la cual se le denomina solución.
- Preparar una solución conociendo sus componentes y su naturaleza.
- Identificar las distintas formas de expresar la concentración de una solución y realizar operaciones con ellas.

PROCESOS DE SEPARACIÓN, desde los inicios de la humanidad las personas han recogido del entorno materiales para cubrir sus necesidades. Pero estos materiales no suelen ser directamente utilizables. Habitualmente se presentan como mezclas de las que hay que separar los elementos deseables del resto. Con esta finalidad a lo largo de la historia se han ido ideando, a veces por casualidad o por el método de prueba y ajuste., diversos métodos para conseguir aprovechar de las mezclas las sustancias o materiales deseados. Los métodos de separación de las mezclas utilizan alguna propiedad característica de las sustancias puras para conseguir separar unos de otros los componentes de una mezcla.



ALAMBIQUE
Utilizado para la destilación del alcohol que es un método de separación con cambio de fase.

Separación sin cambio de fase: las técnicas correspondientes a estos procedimientos de separación son las más antiguas. todas ellas se fundamentan en las diferencias de tamaño, de densidad o de solubilidad que presentan los distintos componentes que constituyen la mezcla a separar. En el caso de emplearse la distinta solubilidad, la secuencia suele ser siempre la misma. Primero se disuelve total o parcialmente la mezcla en uno o más disolventes. Después, se separa la porción no disuelta de la disolución mediante otra de las técnicas sin cambio de base (filtración o decantación, por ejemplo). Por último, se recupera el soluto evaporando el líquido.

Separación con cambio de fase: las técnicas de separación que implican la intervención de cambios de fase se empezaron a utilizar hacia el siglo XI. En general, se basan en la diferente facilidad para cambiar de fase que experimentan las distintas sustancias que constituyen la mezcla. El proceso empieza provocando un cambio de fase en una mezcla. Unos componentes experimentan dicho cambio con mayor facilidad que otros. Por último, se invierte el proceso mediante el cambio de fase inverso, recuperándose los componentes d ela mezcla inicial por separado, ya sea totalmente o bien en forma de una mezcla enriquecida en uno de los componentes.

INTRODUCCIÓN

Si miramos a nuestro alrededor. Verdaderamente, algunas cosas están construidas por materiales que son sustancias puras, pero la mayoría de ellas lo están por mezclas homogéneas o heterogéneas. Los ladrillos, las baldosas, la madera de los muebles, la tela de nuestros vestidos, etc., Todos son mezclas y no son las cosas que forman nuestro entorno sino que también las cosas que bebemos, comemos o utilizamos, incluso el agua que bebemos no es gua pura sino una solución de sales minerales y gases en agua.

CONCEPTO

Se denomina así a todo sistema conformado por dos o más componentes (mezclas) cuyas partículas se han distribuido internamente ya sea de forma homogénea o heterogénea, uno de estos componentes sirve de medio de dispersión (fase dispersante) para los otros componentes (fase dispersa). Todo sistema disperso es una mezcla pero no toda mezcla es un sistema disperso.

TIPOS DE DISPERSIONES

Por lo general los sistemas dispersos se clasifican según el tamaño de las partículas de la fase dispersa. Con lo cual tenemos los siguientes tipos:

SISTEMA	TAMAÑO DE LA PARTÍCULA (fase dispersa) DIÁMETRO: ϕ	CARACTERÍSTICAS
Suspensión	$\phi > 1000$ nm	Las partículas del sistema son observables a simple vista.
Coloide	1 nm $< \phi <$ 1000 nm	Las partículas del sistema son observables con medios ópticos sofisticados o mediante el efecto Tyndall.
Solución	$\phi < 1$ nm	Las partículas del sistema no son observables por ningún medio.

$1 \text{ nm} = 10^{-9} \text{ m}$

SUSPENSIÓN

Mezclas heterogéneas donde las partículas dispersas son relativamente grandes, y que por la poca afinidad que tiene la fase dispersa por la dispersante tienden a sedimentar.

Ejemplo: arcilla en agua, jugos, néctares, pinturas, etc.

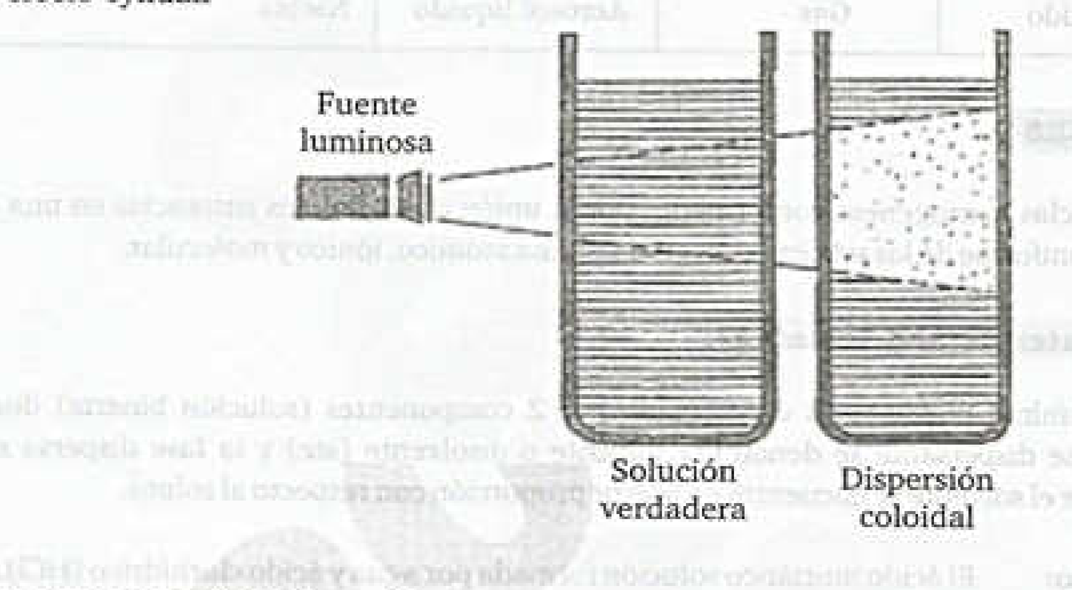
COLOIDES

Tipo de dispersión dende las partículas dispersas, llamadas micelas tienen diámetros mayores que las moléculas pero menores que en un suspensión, aunque este criterio es un tanto arbitrario.

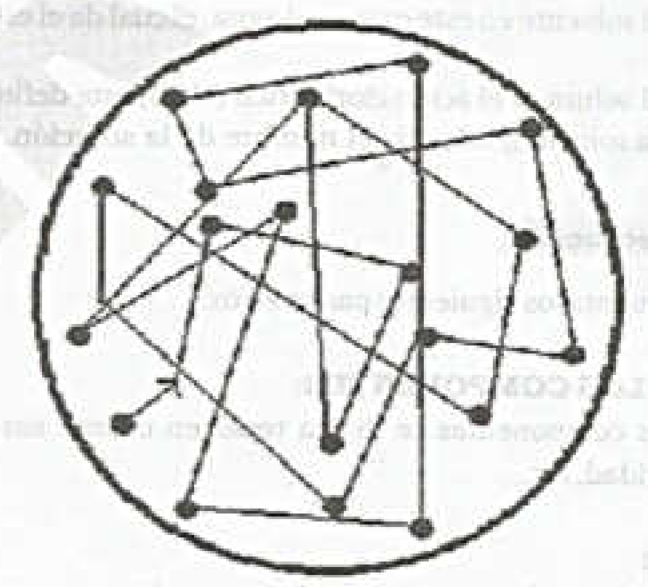
Una dispersión coloidal puede formarse por unión de dos sustancias en cualquier fase, siempre que estas sustancias sean inmiscibles.

Los coloides se caracterizan por el hecho de que los fenómenos de superficie entre las partículas y el medio predominan sobre los efectos de volumen; algunas de sus propiedades características son:

- El efecto Tyndall



- Presentan movimiento browniano.



Efecto de movimiento de los coloides

- La turbidez
- La dispersión de la luz
- Fenómenos eléctricos si poseen cargas tales como la adición de electrolitos.

TIPOS DE COLOIDES

FASE DISPERSA	MEDIO DISPERSANTE	SISTEMA	EJEMPLOS
Sólido	Líquido	Sol	Gelatina – Detergente en agua
Líquido	Líquido	Emulsión	Leche – mayonesa
Gas	Líquido	Espuma	Agua con jabón – crema batida
Sólido	Sólido	Sol sólido	Cristas de rubí
Líquido	Sólido	Emulsión sólida	Algunos geles
Gas	Sólido	Espuma sólida	Piedra Pomez
Sólido	Gas	Aerosol sólido	Humo – Polvo en aire
Líquido	Gas	Aerosol líquido	Niebla

SOLUCIONES

Son mezclas homogéneas conformados por la unión de dos o más sustancias en una sola fase, la distribución uniforme de las partículas llega al sistema atómico, iónico y molecular.

Componentes de una solución

Como mínimo puede estas conformado por 2 componentes (solución binaria) donde en este sistema la fase dispersante se denomina solvente o disolvente (ste) y la fase dispersa soluto (sto). Generalmente el solvente se encuentra en mayor proporción con respecto al soluto.

Ejemplo: El ácido muriático solución formada por agua y ácido clorhídrico (HCl).

- El solvente en este caso es el agua, el cual da el estado físico de la solución.
- El soluto es el ácido clorhídrico (HCl), este define las propiedades químicas de La solución, además el nombre de la solución.

Preparación de una solución

Para ello se toma en cuenta los siguientes parámetros:

1. **NATURALEZA DE LOS COMPONENTES:**
Antes de mezclar los componentes se deben tener en cuenta sus propiedades físicas así como tipos de enlace, polaridad, etc.

2. **SOLUBILIDAD (S):**
Es la máxima cantidad de soluto que, a una determinada temperatura puede disolverse en cierta cantidad de solvente. La solubilidad de una sustancia en un disolvente depende de la naturaleza química y física de la sustancia, de la temperatura, de la presión en el caso de un gas. Se expresa de la siguiente manera:

$$S^{°T} = \frac{\text{masa de sto (g)}_{\text{máx.}}}{\text{100g (ste)}}$$

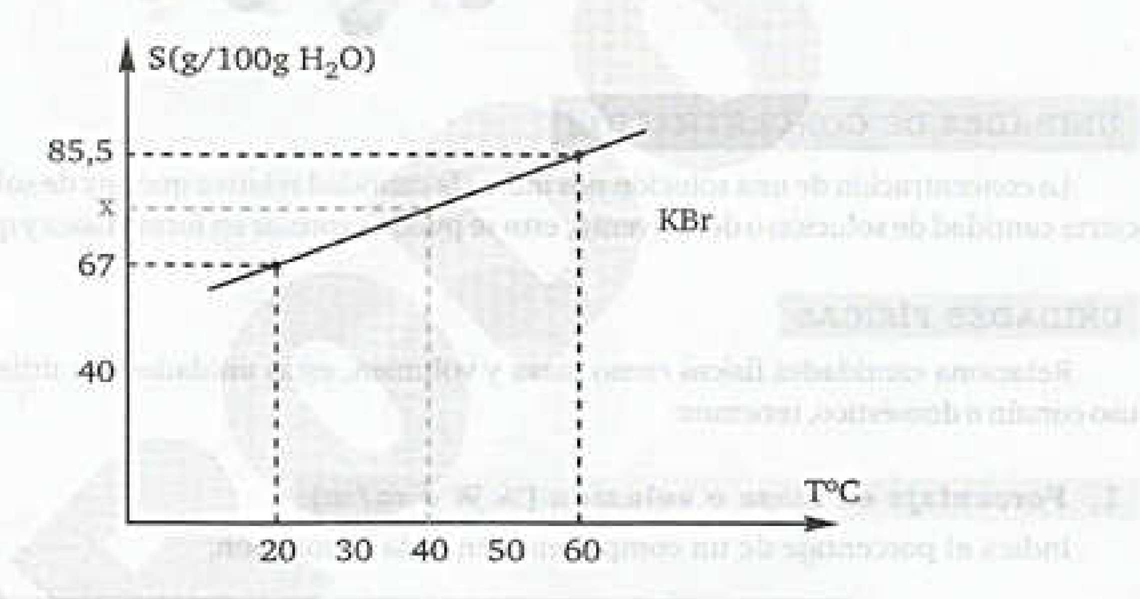

NOTA

El solvente es generalmente el H_2O.

Ejemplos:

- A 20°C en una solución acuosa la solubilidad del KI es 5 significa que a esa temperatura en 100g de agua solo se puede disolver 5g de sal KI (yoduro de potasio) como máximo.
- En el caso de los gases la solubilidad disminuye con la temperatura y aumenta al aumentar la presión del gas sobre la disolución.

Ejercicio: Se tiene el siguiente gráfico de solubilidad del KBr:



Hallar la solubilidad de la sal a 40ºC.

Solución: Del gráfico; tomando de datos los valores de solubilidad a 20 y 60ºC, interpolamos: (segmentos proporcionales)

$$\frac{S^{60°} - S^{40°}}{S^{40°} - S^{20°}} = \frac{T(60°C) - T(40°C)}{T(40°C) - T(20°C)}$$

Reemplazando: $$\frac{85,5 - x}{x - 67} = \frac{60 - 40}{40 - 20}$$

$$\frac{85,5 - x}{x - 67} = \frac{20}{20} = 1$$

$$85,5 - x = x - 67$$

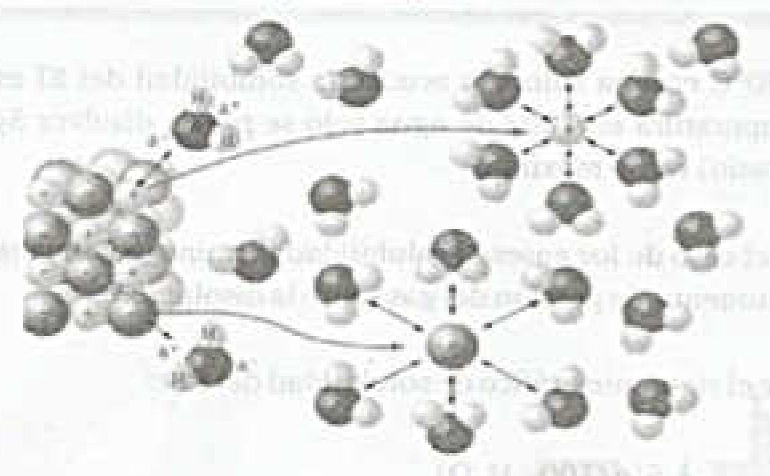
$$85,5 + 67 = 2x$$

$$76,25 = x$$

∴ La solubilidad del KBr a 40°C es 76,25g en 100g de H_2O

3. SOLVATACIÓN:

Fenómeno donde ocurre la interacción entre las partículas del solvente y del soluto, para que se forme la solución la afinidad entre las partículas del soluto y solvente debe ser mayor que la afinidad entre las partículas de los componentes puros.



UNIDADES DE CONCENTRACIÓN

La concentración de una solución nos indica la cantidad relativa que hay de soluto presentes en una cierta cantidad de solución o del solvente, esto se puede expresar en forma física y química.

UNIDADES FÍSICAS

Relaciona cantidades físicas como masa y volumen, estas unidades son útiles para soluciones de uso común o doméstico, tenemos:

1. Porcentaje en masa o volumen (% W o m/m)

Indica el porcentaje de un componente en toda la solución.

$$\% \text{ Soluto (Sto)} = \frac{\text{Masa o volumen soluto}}{\text{Masa o volumen total (solución)}} \cdot 100$$

Ejemplo: Se desea preparar una solución de HCl al 15% en masa para ello se tiene 48g de HCl concentrada. Hallar la masa de agua (solvente) para preparar la solución.

Solución: Datos: $m_{HCl} = 48g = m_{sto}$; $m_{H_2O} = ¿?$; $\%W = 15\%$

Se sabe que: $\%W = \frac{m_{HCl}}{m_{SOL}} \cdot 100 \Rightarrow m_{SOL} = m_{HCl} + m_{H_2O}$

Reemplazando: $15 = \frac{48}{48 + m_{H_2O}} \cdot 100 \Rightarrow 48 + m_{H_2O} = \frac{48 \cdot 100}{15}$

$48 + m_{H_2O} = 320$

$\therefore \quad m_{H_2O} = 320 - 48 = 272 \text{ g}$

2. Densidad (D)

Se emplea por lo general como factor de conversión masa – volumen, se puede expresar tanto para el soluto, solvente y la solución.

$$\text{Densidad (D)} = \frac{\text{Masa (m)}}{\text{Volumen (V)}}$$

Ejemplo: Se tiene dos litros de una solución acuosa de alcohol etílico (C_2H_5OH) al 5% en volumen ¿Cuántos gramos de alcohol puro se puede extraer por destilación?
Dato: $d_{ALCOHOL} = 0{,}8$ g/mL

Solución: Hallando el volumen de alcohol en la solución utilizando el porcentaje en volumen y luego lo convertimos a masa empleando la densidad.

C_2H_5OH ⟶ Sto
+
H_2O ⟶ Ste
D = 0,8 g/mL ⟶
$V_{SOL} = 2L = 2000$ mL

Hallando volumen de alcohol etílico:

$$V_{\substack{ALCOHOL\\ETILICO}} = 200 \cdot \frac{5}{100} = 100 \text{ mL}$$

Ahora calculando la masa de alcohol etílico a partir de:

$$m = D \cdot V$$

Reemplazando: $m_{\substack{ALCOHOL\\ETILICO}} = 0{,}8\,\frac{g}{mL} \cdot 100 \text{ mL}$

$$\therefore \quad m_{\substack{ALCOHOL\\ETILICO}} = 80g$$

3. Porcentaje en volumen (%V o V/V)

Indica la composición en volumen de los componentes en una solución.

$$\%V_x = \frac{V_x}{V_{Sol.}} \cdot 100\%$$

UNIDADES QUÍMICAS

Relaciona cantidades químicas como: moles, equivalente gramo, etc., Estas son:

1. Molaridad (M)

Nos indica el número de moles de soluto disuelto por cada litro de solución, tiene como unidad (mol/L) llamado unidad molar.

$$\text{Molaridad (M)} = \frac{\#\text{ mol (Sto)}}{V_{SOL}\text{ (L)}}$$

Ejemplo: Hallar la molaridad de una solución conformada por 157,5 g de HNO_3 presentes en 2500 mL de solución M.A: H = 1; N = 14; O = 16

Solución: Aplicamos:

$$M = \frac{n_{HNO_3}}{V_{SOL}\text{ (L)}} \quad ......(\alpha)$$

$$\overline{M}_{HNO_3} = 1 + 14 + 16 \cdot 3 = 63$$

$$n_{HNO_3} = \frac{m}{\overline{M}} = \frac{157,5}{63} = 2,5 \text{ mol}$$

Reemplazando en (α):

$$M = \frac{2,5 \text{ mol}}{2,5 L}$$

$$\therefore \quad M = 1 \text{mol/L (1 molar)}$$



2. Normalidad (N)

Relaciona el número de equivalente gramo de soluto disuelto por cada litro de solución, tiene como unidad (eq-g/L) llamado unidad normal, como veremos esta unidad es útil en procesos donde hay reacciones entre soluciones, se determina de la forma siguiente:

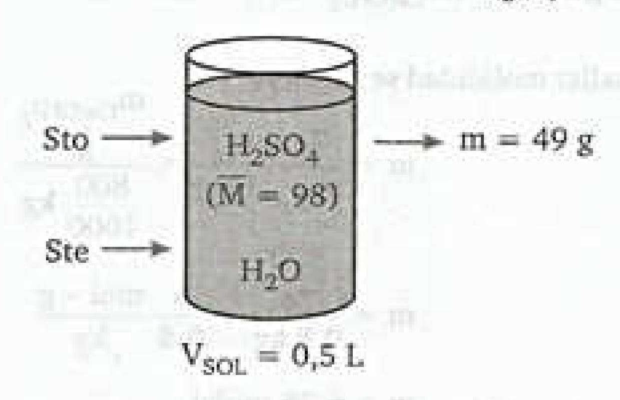
$$\text{Normalidad (N)} = \frac{\#\text{eq - g (Sto)}}{V_{SOL}}$$

Existe una relación entre la molaridad y la normalidad ya que existe cierta similitud entre el número de moles y el número de equivalentes gramo, esta relación tiene la forma

$$N = M \cdot \theta$$

Ejemplo: Se prepara una solución empleando 49g de ácido sulfúrico (H_2SO_4) puro y suficiente agua para llenar un recipiente de medio litro la cual contiene la solución. Hallar su normalidad.

Solución: El volumen de la solución es de 0,5L para hallar su normalidad debemos hallar el número de equivalentes del ácido sulfúrico ($\overline{M}_{H_2SO_4} = 98$)



Aplicando la ecuación:

$$N = \frac{\#eq - g_{H_2SO_4}}{V_{SOL}\ (L)} \quad ....(\beta)$$

Además : $\#Eq - g = \dfrac{m}{P.E}$ $\qquad P.E_{H_2SO_4} = \dfrac{\overline{M}}{\theta}$

⇨ Para ácido : $\theta = \#$ de H^+

Reemplazando : $P.E_{H_2SO_4} = \dfrac{\overline{M}}{\theta} = \dfrac{98}{2} = 49$

$\#eq - g_{H_2SO_4} = \dfrac{m}{P.E.} = \dfrac{49}{49} = 1$

En (β) : $N = \dfrac{1\ eq - g}{0,5L} = 2\ eq - g/L$ (2 Normal)

También : $M = \dfrac{n_{H_2SO_4}}{V_{SOL}\ (L)} = \dfrac{\dfrac{m_{H_2SO_4}}{\overline{M}}}{V_{SOL}\ (L)}$

$M = \dfrac{\dfrac{49}{98}}{0,5} \cdot \dfrac{mol - g}{L} = 1\ \dfrac{mol - g}{L}$ (1 molar)

Se sabe que : $N = M.\theta$

$\therefore \quad N = 1 \cdot 2 = 2N$

3. Molalidad (m)

Relaciona el número de moles de soluto disuelto por cada kilogramo de solvente, tiene como unidad (mol/kg) llamado unidad molal, para soluciones diluidas su valor es numéricamente igual a la molaridad, se determina de la forma siguiente:

$$\text{Molalidad (m)} = \frac{n_{STO}}{m_{STE}\ (Kg)}$$

Ejemplo: Hallar la molalidad de una solución conformada por 370 g de $Ca(OH)_2$ disueltos en 800 g de agua ($\overline{M}_{Ca(OH)_2} = 74$)

Solución: Para hallar molalidad se requiere:

$$m = \frac{n_{Ca(OH)_2}}{m_{H_2O}\,(kg)} = \frac{\frac{m_{Ca(OH)_2}}{\overline{M}}}{\frac{800}{1000}\,kg}$$

$$m = \frac{\frac{370}{74}}{0,8\ kg} = \frac{5}{0,8}\ \frac{mol-g}{kg}$$

$$\therefore \quad m = 6,25\ molal$$



OPERACIONES ENTRE SOLUCIONES

Las soluciones una vez preparadas o extraídas de alguna fuente se pueden manipular para darles diversos usos, esta manipulación se puede efectuar mediante los procesos siguientes:

DILUCIÓN DE UNA SOLUCIÓN

Para soluciones de concentración mayor que el deseado, en este proceso físico se disminuye la concentración de la solución por lo general agregando mas solvente, con lo cual se afecta el volumen de la solución no así la cantidad de soluto que permanece constante.

Ley de dilución: $\underbrace{\#\,moles\ (sto\ 1)}_{Sol.\ concentrada} = \underbrace{\#\,moles\ (sto\ 2)}_{Sol.\ diluida}$

$$\boxed{(M.V)_1 = (M.V)_2}$$

Ejemplo: Se tiene una solución de 2 litros de $KClO_3$ 6 molar, si se agregan 3L de agua. Hallar la nueva concentración molar de la solución resultante.

Solución:

$V_{H_2O} = 3L$

$V_1 = 2L$

$KClO_3$
6M

$\Rightarrow$

$KClO_3$

$M_2 = ¿?$
$V_2 = V_1 + V_{H_2O} = 2L + 3L = 5L$

Aplicando dilución: $\boxed{M_1V_1 = M_2V_2}$

Reemplazando: $6 \cdot 2 = M_2 \cdot 5$

$$\frac{12}{5} = M_2$$

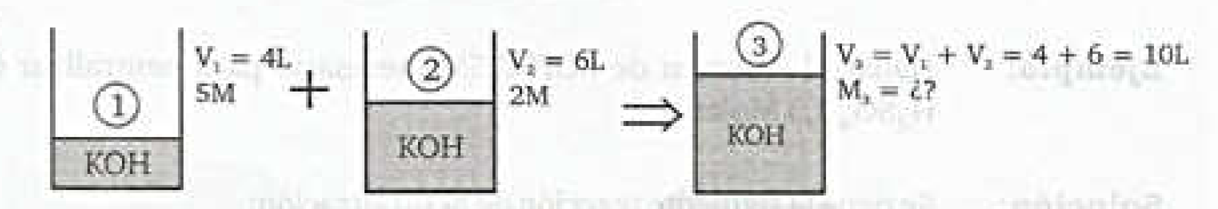
$$\therefore \quad M_2 = 2,4$$

MEZCLA DE SOLUCIONES

Para soluciones del mismo soluto, este proceso crea una solución resultante cuyo número de moles de soluto y volumen de solución resulta de la adición de las soluciones utilizadas:

Ejemplo: Se mezclan 4L de una solución de KOH 5M con 6L de una solución de KOH 2M. Hallar la molaridad de la solución resultante.

Solución:



Se cumple: $n_1 + n_2 = n_3$

$$\boxed{M_1 \cdot V_1 + M_2 \cdot V_2 = M_3 \cdot V_3}$$

Reemplazando: $\underbrace{5 \cdot 4}_{20} + \underbrace{2 \cdot 6}_{12} = M_3 \cdot 10$

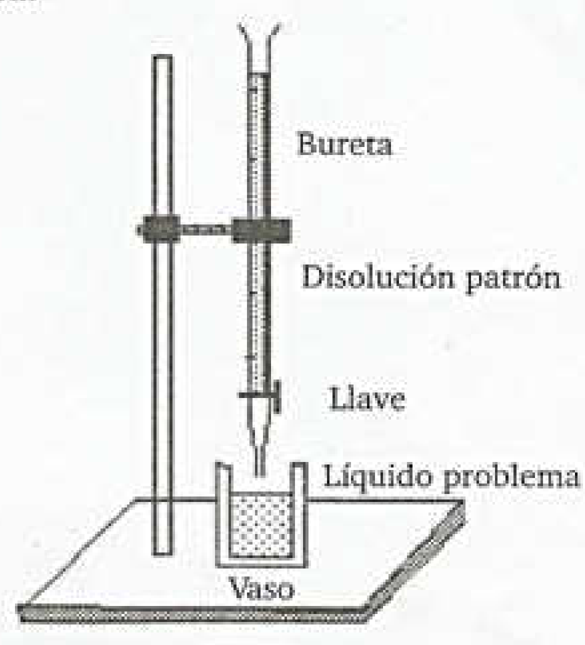
$$20 + 12 = 10M_3$$

$$32 = 10\,M_3$$

$$\therefore \quad M_3 = \frac{32}{10} = 3{,}2 \text{ Molar}$$

VALORACIÓN DE UNA SOLUCIÓN

Llamada también titulación o neutralización (para soluciones de ácidos y bases), en este proceso químico, se lleva a cabo la reacción entre el soluto de una solución conocida (estándar) con el soluto de una solución desconocida (solución a valorar) con la finalidad de determinar su concentración, esto se rige mediante la ley de combinación:



$$HCl_{(ac)} + NaOH_{(ac)} \longrightarrow NaCl_{(ac)} + H_2O$$

Se cumple: $\#Eq-g_{(HCl)} = \#eq-g_{(NaOH)}$

$$(N.V)_{HCl} = (N.V)_{NaOH}$$

$$\boxed{(N.V)_1 = (N.V)_2}$$

Ejemplo: Hallar el volumen de KOH 2,5M, necesario para neutralizar 6L de solución de H_2SO_4 1,5 Molar.

Solución: Se tiene la siguiente reacción de neutralización:

$$\underbrace{H_2SO_4} + \underbrace{KOH} \longrightarrow K_2SO_4 + H_2O$$

Se cumple: $\underbrace{\#Eq-g_{ÁCIDO}} = \underbrace{\#Eq-g_{BASE}}$

$$N_A.V_A = N_B.V_B \quad ....(\gamma)$$

Para reemplazar en (γ) se lleva la Molaridad de cada solución a Normalidad, para:

KOH: $N_B = M.\theta = 2,5 \,.\, 1 = 2,5$ $\quad \theta = \#$ de OH^- (Hidróxido)

H_2SO_4: $N_A = M.\theta = 1,5 \,.\, 2 = 3$ $\quad \theta = \#$ de OH^+ (Ácido)

Ahora reemplazando en (γ):

$$2,5 \cdot V = 3 \cdot 6 \;\Rightarrow\; V_B = V_{KOH} = \frac{18}{2,5}$$

$$\therefore \quad V_B = 7,2L$$



EJERCICIOS DE APLICACIÓN



1. En relación a los sistemas dispersos, identifique las afirmaciones correctas:
   I. Son sistemas formados por dos o más componentes (mezclas), donde el componente mayoritario es la fase dispersante.
   II. Según el tamaño de las partículas de la fase dispersa se cumple: suspensión > solución > coloide.
   III. Las soluciones se consideran sistemas homogéneos.

   Rpta.: ....

2. Sobre las soluciones, indique la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:
   I. Son sistemas de una sola fase donde el componente mayoritario es el solvente.
   II. Las soluciones acuosas poseen como soluto al agua.
   III. En las soluciones binarias están presentes dos solutos.

   Rpta.: ....

3. La cerveza es un ejemplo de solución líquida, si lo consideramos como una mezcla de agua y alcohol este último al 5% en volumen. Halle la cantidad de alcohol (en mililitros) presente en una botella de cerveza de 675 mililitros.

   Rpta.: ....

4. Se tiene 500 gramos de una solución acuosa de cloruro de sodio (salmuera) donde la sal representa el 40% en masa. Halle la masa de agua presente en la solución.

   Rpta.: ....

5. Del problema anterior, si se calienta la solución de tal manera que se evaporan 100 gramos de agua. Halle el nuevo porcentaje en masa de sal.

   Rpta.: ....

6. Identifique la alternativa que no contiene a un coloide:
   I) Leche II) Humo III) Gelatina
   IV) Vino V) Pintura

   Rpta.: ....

7. Se prepara 2 litros de una solución acuosa de hidróxido de sodio NaOH para lo cual se emplea 100 gramos de hidróxido puro. Halle la molaridad (M) de la solución.

   Rpta.: ....

8. ¿Cuántos gramos de ácido sulfúrico puro H_2SO_4 están presentes en medio litro de solución acuosa 10 molar de dicho ácido?

   Rpta.: ....

9. El ácido fosfórico H_3PO_4 es un ácido triprótico. Se prepara 10 litros de una solución acuosa para la cual se emplea 326,7 gramos de ácido puro. Halle su normalidad (N).

   Rpta.: ....

10. Se dispone de 200 mililitros de una solución acuosa de ácido nítrico 10 normal. Halle el volumen de agua (en mililitros) que se debe de agregar a dicha solución de tal manera que su concentración se reduzca hasta 2,5 normal.

    Rpta.: ....

PROBLEMAS RESUELTOS

PROBLEMA 1 Se tiene una mezcla de agua con arcilla indicar la mejor forma de separar sus componentes con el menor gasto de energía.

A) Sedimentación B) Filtración C) Suspensión
D) Destilación E) Diálisis

Resolución: Una mezcla heterogénea de agua con arcilla es llamada suspensión por el tamaño de las partículas presentes, la mejor forma de separación sin gasto de energía es la sedimentación.

Si todavía hay partículas presentes en el medio dispersante se puede usar un medio filtrante como: papel de filtro o algodón.

∴ CLAVE: A

PROBLEMA 2 En la siguiente lista de dispersiones indicar cuántos coloides hay y de que tipo:

- Agua potable
- Flan
- Aire
- Humo
- Insecticida
- Helado

A) 1 solución B) 2 aerosol y 1 gel C) 1 emulsión y 1 aerosol
D) 2 aerosol, 1 solución y 1 emulsión E) 3 emulsiones

Resolución:

- Agua potable: Mezcla homogénea (solución)
- Flan: Mezcla heterogénea: coloide del tipo sol sólido (gel)
- Aire: Mezcla homogénea (solución)
- Humo: Mezcla heterogénea: coloide del tipo aerosol sólido
- Insecticida: Mezcla heterogénea: coloide del tipo aerosol líquido
- Helado: Coloide del tipo emulsión de agua con grasa vegetal o animal

∴ CLAVE: B

PROBLEMA 3 En las siguientes alternativas indicar aquella donde la fase dispersante sea gaseosa.

A) Budín B) Leche C) Agua jabonosa
D) Piedra pómez E) Desodorante (spray)

Resolución: Identificando el tipo de coloide en cada alternativa y el estado de la fase dispersante:

A) Budín: Emulsión sólida: Medio dispersante fase sólida

B) Leche: Emulsión: Medio dispersante fase líquida

C) Agua jabonosa: Espuma: Medio dispersante fase líquida

D) Piedra pómez: Espuma sólida: Medio dispersante fase sólida

E) Desodorante: Aerosol líquido: Medio dispersante fase gaseosa

∴ CLAVE: E

PROBLEMA 4 En las siguientes soluciones indicar aquellas donde el soluto sea un líquido:

I. Acero II. Amalgama de plata
III. Hidrógeno en paladio IV. Agua azucarada
V. Agua oxigenada VI. Gaseosa

A) Sólo II B) Sólo IV C) I y III
D) I y IV E) II y V

Resolución: En cada caso se coloca los componentes de la solución el solvente y el soluto.

	SOLUTO (Sto)	SOLVENTE (Ste)
I. Acero:	C: sólido	Fe: sólido
II. Amalgama de plata:	Hg: líquido	Ag: sólido
III. Hidrógeno en paladio:	H_2: gas	Pd: sólido
IV. Agua azucarada:	Azúcar: sólido	H_2O: líquido
V. Agua oxigenada:	H_2O_2: líquido	H_2O: líquido
VI Gaseosa bebida:	CO_2: gas	Agua: líquida

∴ CLAVE: E

PROBLEMA 5 ¿Cuántas de las siguientes soluciones pueden ser separados sus componentes mediante destilación simple?

- Petróleo
- Alcohol y agua
- Ácido muriático
- Latón
- Aire
- Sal muera

A) 1 B) 2 C) 3
D) 4 E) 5

Resolución: La destilación simple se usa en soluciones para separar un líquido de otro líquido, las sustancias que conforman esta solución binaria deben presentar puntos de ebullición notablemente diferentes.

Entonces las soluciones que cumplen esta características son aquellas formadas por 2 o más líquidos.

- Petróleo: Formada por más de 2 sustancias
- Alcohol y agua: Conformada por dos líquidos; pueden ser separados por destilación simple
- Ácido muriático: Solución de agua y Cloruro de Hidrógeno (gaseoso)
- Latón: Componentes sólidos (Cu y Zn)
- Aire: Solución formada por varios gases
- Sal muera: Mezcla homogénea conformada por agua y NaCl

∴ CLAVE: A

PROBLEMA 6 Respecto a la solubilidad lo incorrecto es:

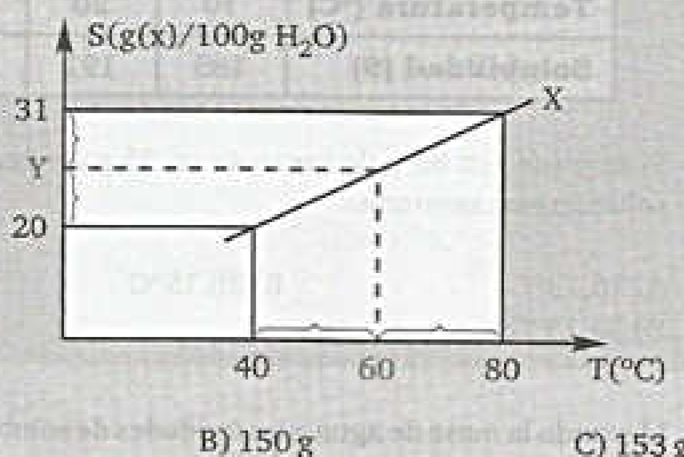
I. La solubilidad de los sólidos en líquidos por general aumentan con la temperatura.
II. Todos los gases son solubles entre sí.
III. La solubilidad nos indica la concentración de una solución sobre saturada.
IV. Los gases son más solubles en líquidos al aumentar la presión y disminuyen al aumentar la temperatura.

A) Sólo I B) Sólo III C) Sólo II
D) I y III E) II y III

Resolución: La solubilidad nos indica la cantidad máxima de soluto que acepta un determinado solvente a cierta temperatura, si este solvente no acepta más soluto se dice que esta saturada.

∴ CLAVE: B

PROBLEMA 7 Sea la curva de solubilidad de una sustancia "X". ¿Cuántos gramos como máximo disolverán de la sustancia "X" para 600 mL de agua a la temperatura de 60°C?



A) 140 g
B) 150 g
C) 153 g
D) 166 g
E) 175 g

Resolución: Primero hallamos la solubilidad de "X" a 60°C, tomando de datos de solubilidad a 40° y 80°C, del gráfico interpolamos:

$$\frac{S^{80°} - S^{60°}}{S^{60°} - S^{40°}} = \frac{80°C - 60°C}{60°C - 40°C}$$

$$\frac{31 - Y}{Y - 20} = \frac{80 - 60}{60 - 40}$$

$$\frac{31 - Y}{Y - 20} = \frac{20}{20} = 1$$

$$31 - Y = Y - 20$$

$$31 + 20 = 2Y$$

$$51 = 2Y$$

$$\frac{51}{2} = Y$$

Solubilidad a T = 60°C : $\boxed{Y = 25,5}$

Ahora hallamos la cantidad que disuelven 600 mL de agua los cuales equivalen a 600g de agua ($d_{AGUA} = 1$ g/mL)

Del valor obtenido: 100 g de H_2O ⟶ 25,5 g de "X"

600 g de agua ⟶ K

$$K = \frac{600}{100} \times 25,5$$

$$K = 153 \text{ g}$$

∴ CLAVE: C

PROBLEMA 8 La solubilidad de la sacarosa, se expresa en la siguiente tabla:

Temperatura (°C)	10	20	30	40	50
Solubilidad (S)	185	191	197	238	260

Si se disuelven 80 g de sacarosa en 36 g de agua. Indique a que temperatura la solución esta saturada.

A) 36,13°C B) 38,15°C C) 28,35°C
D) 33,13°C E) 37,45°C

Resolución: Llevando la masa de agua a las unidades de solubilidad

$$36\text{ g de agua} \longrightarrow 80\text{ g de sacarosa}$$
$$S:\ 100\text{ g de agua} \longrightarrow X$$

$$X = \frac{100 \times 80}{36}$$
$$X = 222{,}2\text{ g de sacarosa}$$

Ahora llevando el valor obtenido al cuadro de datos del problema la temperatura pedida se encuentra entre los siguientes valores:

T°C	S (g(sacarosa)/100g de agua)
30°	197
X°	222,2
40°	238

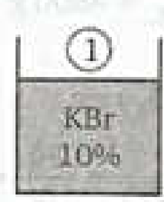
Interpolando:
$$\frac{40 - X}{X - 30} = \frac{238 - 222{,}2}{222{,}2 - 197}$$
$$\frac{40 - X}{X - 30} = \frac{15{,}8}{25{,}2} = 0{,}63$$
$$40 - X = 0{,}63(X - 30)$$
$$40 - X = 0{,}63X - 18{,}9$$
$$40 + 18{,}9 = 0{,}63X + X$$
$$58{,}9 = 1{,}63X$$
$$X = \frac{58{,}9}{1{,}63}$$
$$X = 36{,}13°C$$

∴ CLAVE: A

PROBLEMA 9 Se añade 12g de KBr puro a 180g de una solución que contiene KBr al 10% en peso. Hallar el tanto por ciento en peso de KBr de la solución final.

A) 10,72% B) 12,53% C) 13,67%
D) 15,62% E) 17,34%

Resolución:



$m_{SOL}^{①} = 180g$

$m_{KBr} = \frac{10}{100} \times 180 = 18g$

Añadiendo 12g de KBr:



$m_{KBr}^{FINAL} = \underbrace{m_{KBr}^{①}} + m_{KBr}^{Añadido}$

$m_{KBr}^{FINAL} = 18g + 12g = 30g$

Hallando el % final del soluto:

$$\boxed{\%KBr = \frac{m_{KBr}^{FINAL}}{m_{SOL}} \times 100}$$

$$m_{SOL}^{FINAL} = 180 + 12 = 192g$$

Reemplazando : $\%KBr = \frac{30}{192} \times 100$

$\%KBr = 15,625\%$

∴ CLAVE: D

PROBLEMA 10 ¿Qué volumen de agua deberá agregarse a 4L de H_2SO_4 al 80% en peso (d = 1,2 g/mL) para obtener el ácido al 20%?

A) 12,5 L B) 14,4 L C) 15,6 L
D) 16,6 L E) 17,5 L

Resolución:



$d_{SOL} = 1,2\ g/mL$

$V_{SOL} = 4L = 4000\ mL$

Hallando la masa de solución:

$$m_{SOL} = d_{SOL} \times V_{SOL}$$

$$m_{SOL} = 1{,}2\,\frac{g}{\cancel{mL}} \times 400\,\cancel{mL}$$

$$m_{SOL} = 4800\ g$$

La masa del soluto (H_2SO_4) es:

$$m_{H_2SO_4} = \frac{80}{100} \times 4800 = 3840\ g$$

Calculando la masa de agua añadida para diluirlo al 20%:

$$\boxed{\%H_2SO_4 = \frac{m_{H_2SO_4}}{m_{\underset{FINAL}{SOL}}} \times 100} \quad ....(\alpha)$$

$$m_{\underset{FINAL}{SOL}} = m_{\underset{INICIAL}{SOL}} + m_{AGUA}$$

$$m_{\underset{FINAL}{SOL}} = 4800 + m_{AGUA}$$

Reemplazando en (α) : $$20 = \frac{3840}{4800 + m_{AGUA}} \times 100$$

$$4800 + m_{AGUA} = \frac{3840 \times 100}{20}$$

$$4800 + m_{AGUA} = 19200$$

$$m_{AGUA} = 19200 - 4800$$

$$m_{AGUA} = 14400\ g$$

Para el agua; numéricamente:

$$m_{AGUA} = V_{AGUA} = 14400\ mL$$

$$m_{AGUA} = 14{,}4\ L$$

$\therefore$ CLAVE: B

PROBLEMA 11 ¿Cuántos gramos de sulfato de cobre pentahidratado, $CuSO_4.5H_2O$, serán necesarios para preparar 250 mL de una solución 0,1 M de $CuSO_4$?

Masa atómica: Cu = 63,5; S = 32; O = 16; H = 1 **ADMISIÓN UNI 2017 - I**

A) 3,99 B) 5,12 C) 6,24
D) 8,75 E) 10,23

Resolución: Calculando n_{CuSO_4} :

$$\boxed{M = \frac{n_{CuSO_4}}{V}}$$

$$\rightarrow \quad n_{CuSO_4} = M.V = (0,1)\underbrace{(0,25)}_{\text{litros}} = 0,025 \text{ mol}$$

Para la sal hidratada: $\underbrace{1\text{mol } CuSO_4 . 5H_2O}_{249,5g} \xrightarrow{\text{contiene}} 1 \text{ mol } CuSO_4$

$$m \longrightarrow 0,025 \text{ mol } CuSO_4$$

$$m = 6,24g\ CuSO_4 . 5H_2O$$

∴ CLAVE: C

PROBLEMA 12 ¿Qué masa de KOH al 80% en masa se necesita para preparar 1200 mL de KOH 0,8 molar?

A) 54,3 g B) 59,5 g C) 61,6 g
D) 77,2 g E) 67,2 g

Resolución: Primero hallamos la masa del soluto (KOH) presentes en la solución:

$$M_{KOH} = 39 + 16 + 1 = 56$$

$$V_{SOL} = 1200 \text{ mL} = 1,2 \text{ L}$$

$$M = \frac{n_{KOH}}{V_{SOL}\ (L)} = \frac{\frac{m_{KOH}}{M_{KOH}}}{V_{SOL}}$$

Reemplazando: $0,8 = \dfrac{\frac{m_{KOH}}{56}}{1,2} \Rightarrow m_{KOH} = 0,8 \times 1,2 \times 56 = 53,76 \text{ g}$

La masa del soluto es 53,76 g este se encuentra en una solución inicial donde el soluto representa el 80% de esta. Hallando la masa de la solución pedida.

$m_{KOH} = 53,76\,g \longrightarrow 80\%$

$m_{\substack{SOL\\INICIAL}} \longleftarrow 100\%$

$$\Rightarrow m_{\substack{SOLUCIÓN\\INICIAL}} = \frac{53,76}{80} \times 100$$

$$m_{\substack{SOLUCIÓN\\INICIAL}} = 67,2\,g$$

$\therefore$ CLAVE: E

PROBLEMA 13 Se tiene una solución acuosa cuya densidad es 2,04 g/mL con una concentración al 20% en masa de $CaSO_4$. Hallar su molaridad.

A) 1 B) 2 C) 3
D) 4 E) 5

Resolución: Según los datos se tiene:

$$d_{SOL} = 2,04\ g/mL$$

$$\%m = 20\%$$

Además: $\overline{M}_{CaSO_4} = 40 + 32 + 16 \times 4 = 136$

Aplicando: $$\boxed{M = \frac{\%m \times d \times 10}{\overline{M}}}$$

Reemplazando: $$M = \frac{20 \times 2,04 \times 10}{136}$$

$$M = 3$$

$\therefore$ CLAVE: C

PROBLEMA 14 ¿Cuántos gramos de NaOH, con una humedad del 10% son necesarios para preparar 500 mL de solución 1,6 N? M.A: Na = 23; O = 16

A) 35,55 g B) 33,55 g C) 36,76 g
D) 38,56 g E) 37,65 g

Resolución: Hallando la masa del soluto (NaOH) presente en la solución aplicando:

$$N = \frac{\#Eq - g_{NaOH}}{V_{SOL}(L)} = \frac{\frac{m_{NaOH}}{P.E._{NaOH}}}{V_{SOL}(L)}$$

Además: $\overline{M}_{NAOH} = 23 + 16 + 1 = 40$ $P.E = \frac{\overline{M}}{\theta} = \frac{40}{1}$

$\theta_{NAOH} = 1$

Reemplazando: $1{,}6 = \frac{\frac{m_{NaOH}}{40}}{0{,}5}$

$m_{NAOH} = 1{,}6 \times 0{,}5 \times 40$

$m_{NAOH} = 32\ g$

El NaOH presenta un 10% de humedad entonces:

$m_{NaOH} = 32\ g \longrightarrow 90\%$

$x \longleftarrow 100\%$

$\Rightarrow x = \frac{32 \times 100}{90}$

$x = 35{,}55\ g$

$\therefore$ CLAVE: A

PROBLEMA 15 Si la concentración del ácido sulfúrico (H_2SO_4) utilizada en las baterías de los automóviles es 4M, ¿cuántos litros de agua serán necesarios para preparar 10 litros de solución si se parte de una solución concentrada (18 M)?

ADMISIÓN UNMSM 2017 - II

A) 2,22 B) 7,78 C) 1,11
D) 8,89 E) 4,50

Resolución: Al diluir la solución inicial, se cumple:

$$\underbrace{(M.V)_{Inicial}}_{\text{Ácido concentrado}} = \underbrace{(M.V)_{Final}}_{\text{Ácido diluido}}$$

$(18).V_{inicial} = (4)(10L)$

$V_{inicial} = 2{,}22L$

Entonces: $\boxed{V_{Final} = V_{Inicial} + V_{H_2O}}$

$$10L = 2,22L + V_{H_2O}$$

$$V_{H_2O} = 7,78\ L$$

∴ CLAVE: B

PROBLEMA 16 Una solución de hidróxido de calcio al 42% tiene una densidad de 1,40 g/mL. Calcule la molalidad de la solución. M.A: Ca = 40; O = 16

A) 8,2
B) 9,8
C) 9,3
D) 10,8
E) 8,7

Resolución: Dato: $d_{SOL} = 1,40\ g/mL$

La molalidad de la solución de hidróxido de calcio ($Ca(OH)_2$) se calcula como:

$$\boxed{m = \frac{n_{Ca(OH)_2}}{m_{H_2O}\ (kg)}} \quad ....(\alpha)$$

Para hallar la masa del soluto ($Ca(OH)_2$) y del solvente (H_2O) se asume 1 litro de solución.

$$V_{SOL} = 1\ L = 1000\ mL$$

$$\boxed{m_{SOL} = d_{SOL} \times V_{SOL}} = 1,40\ \frac{g}{mL} \times 1000\ mL = 1400\ g$$

42%

$$m_{Ca(OH)_2} = \frac{42}{100} \times 1400 = 588\ g$$

$$m_{H_2O} = m_{SOL} - m_{Ca(OH)_2} = 1400 - 588 = 812\ g$$

Hallando : $n_{Ca(OH)_2} = \frac{n}{M} = \frac{588}{74} = 7,94$

$$\overline{M}_{Ca(OH)_2} = 40 + (16 + 1)2 = 74$$

Reemplazando en (α):

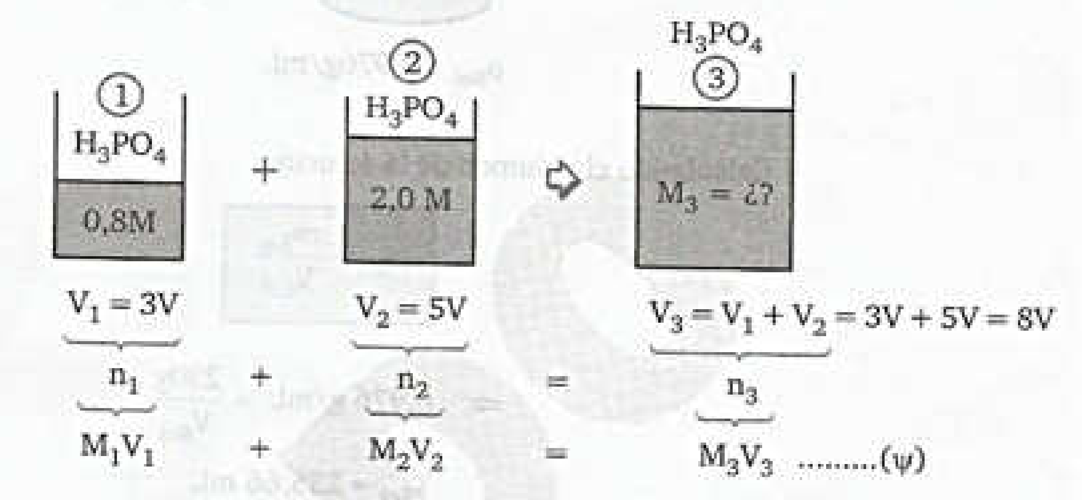
$$m = \frac{7,94}{\frac{812}{1000}} \left(\frac{mol - g}{kg} \right) = 9,78\ molal$$

∴ CLAVE: B

PROBLEMA 17 Se mezclan dos soluciones de H_3PO_4 de concentración 0,8 M y 2,0 M en una proporción volumétrica de 3 a 5. Hallar la normalidad de la solución resultante.

A) 3,45 N B) 3,87 N C) 4,09 N
D) 4,37 N E) 4,65 N

Resolución:



Reemplazando en (ψ):

$$0,8(3V) + 2(5V) = M_3(8V)$$

$$2,4V + 10V = M_3(8V)$$

$$12,4V = (8V)M_3$$

$$M_3 = \frac{12,4}{8} = 1,55$$

La solución presenta una molaridad de 1,55 M y una normalidad de:

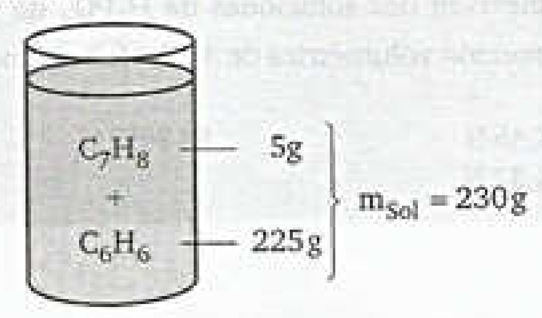
$$1,55 \times 3 = 4,65\ N$$

∴ CLAVE: E

PROBLEMA 18 Una solución preparada mezclando 5 g de tolueno, C7H8, con 225 g de benceno, C6H6, tiene una densidad de 0,976 g/mL. Calcule la molaridad del tolueno en dicha solución.
Masas molares (g/mol): tolueno = 92; benceno = 78 **ADMISIÓN UNI 2017 - I**

A) 0,05 B) 0,11 C) 0,15
D) 0,23 E) 0,26

Resolución: Sea la solución formada:



$\rho_{Sol} = 0{,}976 g/mL$

Calculando el volumen de la solución:

$$\rho_{Sol} = \frac{m_{Sol}}{V_{Sol}}$$

$$\Rightarrow \quad 0{,}976 \text{ g/mL} = \frac{230g}{V_{Sol}}$$

$$V_{Sol} = 235{,}66 \text{ mL}$$

$$\Downarrow$$

$$0{,}23566 \text{ L}$$

Hallando la molaridad de la solución:

$$M = \frac{n_{Sto}}{V_{Sol}}$$

$$\Rightarrow \quad M = \frac{\left(\frac{5}{92}\right)}{0{,}23566} = 0{,}23 \text{ mol/L}$$

$\therefore$ CLAVE: D

PROBLEMA 19 La sanguina seca (pintura roja) contiene, como pigmento, aproximadamente el 63% en masa de óxido férrico, ¿cuántos mililitros de ácido clorhídrico 2 M se requieren para que todo el pigmento contenido en 10 g de sanguina reaccione totalmente con el ácido?

Masas atómicas: Fe = 56; Cl = 35,5; O = 16; H = 1

Fe2O3(s) + $HCl_{(ac)} \rightarrow FeCl_{3(ac)} + H_2O_{(l)}$

ADMISIÓN UNI 2017 - I

A) 20 B) 40 C) 79
D) 118 E) 137

Resolución: Del dato: $m_{Fe_2O_3} = \frac{63}{100}(10g) = 6,3g$

De la reacción: $\underbrace{1Fe_2O_{3(s)}}_{160\ g} + \underbrace{6HCl_{(ac)}}_{6\ mol} \rightarrow 2FeCl_{3(ac)} + 3H_2O_{(\ell)}$

6,3g   n $\Rightarrow n_{HCl} = 0,236\ mol$

Entonces: $\boxed{M = \frac{n_{HCl}}{V}}$

$$\Rightarrow V = \frac{n_{HCl}}{M} = \frac{0,236mol}{2\ mol/L} = 0,118\ L$$

$$\rightarrow V = 118\ mL$$

$\therefore$ CLAVE: D

PROBLEMA 20 ¿Qué masa de $Na_2S_2O_8$ es necesario para titular 400 mL de una solución de $Cr_2(SO_4)_3$ 0,25 M? según:

$$Cr^{+3} + S_2O_8^{-2} \longrightarrow Cr_2O_7^{-2} + SO_4^{-2}$$

M.A: Na = 23; S = 32; O = 16

A) 29,8 g B) 31,4 g C) 35,7 g
D) 71,4 g E) 39,8 g

Resolución: Para hallar la masa del $Na_2S_2O_8$ se aplica la ley de combinación:

$$\underbrace{\#Eq - g_{Cr_2(SO_4)_3}} = \underbrace{\#Eq - g_{Na_2S_2O_8}}$$

$$\underbrace{N \times V_{Cr_2(SO_4)_3}} = \frac{m_{Na_2S_2O_8}}{PE}$$

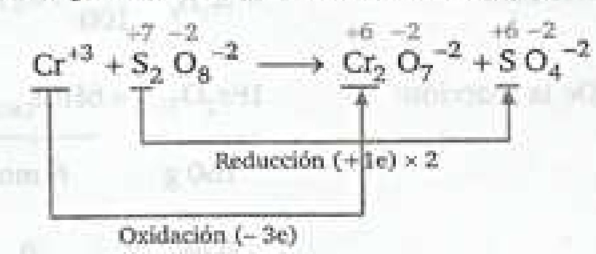
$$(M\theta_1 \times V)_{Cr_2(SO_4)_3} = \frac{m_{Na_2S_2O_8}}{\overline{M}} \times \theta_2 \quad ....(\beta)$$

Hallando la masa o peso nolecular del $Na_2S_2O_8$:

$$\overline{M}_{Na_2S_2O_8} = 23 \times 2 + 32 \times 2 + 16 \times 8$$

$$\overline{M}_{Na_2S_2O_8} = 238$$

También se calcula los parámetros para cada compuesto:



$$Na_2S_2O_8 \quad : \theta_2 = 2$$

$$Cr_2(SO_4)_3 : \theta_1 = 3$$

Además : $M_1 = 0{,}25$; $V_{SOL} = 400\text{ mL} = 0{,}4\text{ L}$

Reemplazando en (β) : $0{,}25 \times 3 \times 0{,}4 = \dfrac{m_{Na_2S_2O_8}}{238} \times 2$

$$\frac{0{,}25 \times 3 \times 0{,}4 \times 238}{2} = m_{Na_2S_2O_8}$$

$$m_{Na_2S_2O_8} = 35{,}7\text{ g}$$

∴ CLAVE: C



PROBLEMAS PROPUESTOS

1. Respecto a los coloides señale lo incorrecto:

A) Es un tipo de dispersión.
B) El tamaño de las partículas oscila entre 10^{-7} y 10^{-4} cm
C) Si los coloides tienen afinidad por la fase dispersante se denominan LIOFILOS.
D) Presenta movimiento browniano.
E) Los coloides no difractan los rayos de luz.

2. Señale aquel que no es un coloide:

A) Mayonesa
B) Crema batida
C) Acero inoxidable
D) Piedra pómez
E) Pasta de dientes

3. ¿Qué dispersión coloidal corresponde a: fase dispersa como sólido y fase dispersante como gas?

A) Geles
B) Pintura
C) Emulsiones
D) Humo de tabaco
E) Insecticida en Spray

4. Sobre las soluciones lo incorrecto es:

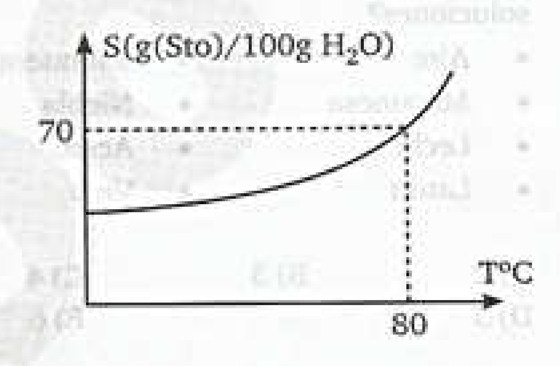
A) Son mezclas homogéneas donde el soluto se ha disuelto hasta alcanzar el tamaño iónico o molecular.
B) El estado físico de la solución lo determina el solvente.
C) Al disolver sal en agua ocurre la solvatación iónica.
D) Cuando un soluto no volátil se disuelve en un solvente líquido, este disminuye su presión de vapor.
E) El NaCl es soluble en agua y en etanol en cualquier proporción.

5. Relacionar correctamente:

I.	Aire con agua	a)	Solución sólida
II.	Agua con almidón	b)	Coloide
III.	Acero	c)	Solución

A) Ia, IIB, IIIc
B) Ic, IIb, IIIa
C) Ia, IIc, IIIb
D) Ib, IIc, IIIa
E) Ib, IIa, IIIc

6. Según la gráfica de solubilidad del NH_4Cl



¿Cuántos kg de NH_4Cl puede disolverse en 4L de agua pura a 80°C?

A) 4,2 kg
B) 7,0 kg
C) 5,0 kg
D) 2,8 kg
E) 1,4 kg

7. Sobre las soluciones lo falso es:

A) Las soluciones electrolíticas conducen la electricidad.
B) En el proceso de disolución puede ocurrir la solvatación iónica o molecular dependiendo del soluto.
C) Si una solución es binaria y esta formada por dos líquidos de igual volumen el solvente es aquel que tenga mayor presión de vapor.
D) En las soluciones ideales se cumple que la masa y el volumen total es la suma de las masas y volúmenes de los componentes.
E) Generalmente la solubilidad de los sólidos se incrementan con la temperatura.

8. Se tiene una solución concentrada de cloruro de sodio a 90°C. Si se desea diluir la solución anterior y no se tiene agua destilada. ¿Qué proceso sugiere que se use para obtener la solución diluida?

A) Solo enfriamiento
B) Evaporación y pulverización
C) Solo evaporación
D) Enfriamiento y decantación
E) Solo filtración

9. En la siguiente relación ¿cuántas son soluciones?

- Aire
- Mayonesa
- Leche
- Latón
- Salmuera
- Niebla
- Acero
- Vino

A) 2 B) 3 C) 4
D) 5 E) 6

10. Se tiene los datos sobre la solubilidad de cierta sustancia:

T°C	20	30	40	70	80
S(g/100g H_2O)	10	20	30	60	65

Si se tiene 43 g de esta y se disuelve 100 g de agua a 60°C y luego se deja enfriar hasta 35°C. ¿Cuántos gramos de esta sustancia cristalizan?

A) 20 B) 18 C) 15
D) 8 E) Cero

11. La solubilidad del perclorito de potasio a 70°C es igual a 30,2 g a 30°C es igual a 10,1 g en 100 g de agua. ¿Cuántos gramos de perclorito de potasio se separan a partir de 70 g de una disolución saturada a 70°C si esta se enfría a 30°C?

A) 5,4 g B) 16,2 g C) 14,07 g
D) 9,8 g E) 17,14 g

12. Con respecto a las soluciones señale la alternativa incorrecta:

A) El soluto es la sustancia que se disuelve y determina la concentración de la solución.
B) En una solución acuosa el agua es el soluto.
C) Las soluciones se pueden encontrar en los tres estados de la materia.
D) La solubilidad para los gases es inversa a la temperatura.
E) En una solución de HCl 4M se puede observar que existe 2 mol de HCl en 500 mL de solución.

13. Se tiene 1000 g de solución azucarada al 20% de sacarosa. ¿Qué masa de azúcar se deberán agregar para obtener una solución de 25% en masa?

A) 66,6 g B) 33,3 g C) 11,1 g
D) 12,2 g E) 13 g

14. Se agregan 60 g de NaF al 75% de pureza a 250 g de una solución de NaF al 30%. ¿Cuál es el porcentaje en peso de la nueva solución?

A) 38% B) 25% C) 32%
D) 30% E) 50%

15. Respecto a las soluciones indicar verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

I. Corresponden a mezclas homogéneas de dos o más componentes.
II. Su expresión más simple es la solución binaria conformada por dos solutos.
III. Una solución acuosa es líquida ya que el solvente es el agua.
IV. Se puede presentar de forma sólida, líquida o gaseosa, dependiendo del solvente.

A) VFVF B) VFVV C) VVVV
D) VVFF E) FVFV

16. 250g de una solución de HCl de 36% se mezclan con ácido al 5% para obtener HCl al 25%. ¿Cuántos gramos del ácido de menor concentración serán necesarios?

A) 92,6 g B) 120,4 g C) 137,5 g
D) 141,1 g E) 168,4 g

17. Cuántos litros de agua son necesarios agregar a 5L de una solución de HCl (ρ_{sol} = 1,4 g/ml) al 20% en masa para lograr una nueva solución al 10% en masa.

A) 2 L B) 4 L C) 6 L
D) 7 L E) 14 L

18. Cual es la molaridad de una solución de H_2SO_4 si su densidad es 1,2 g/cc y contiene 49% en peso de ácido. M.A: S = 32

A) 1 M B) 2 M C) 4 M
D) 5 M E) 6 M

19. Calcular la molaridad de una solución que se obtiene mezclando 60 mL de benceno (C_6H_6) con 80 mL de tolueno (C_7H_8). Si las densidades del benceno y tolueno son 0,88 g/cm^3 y 0,87 g/cm^3, respectivamente.

A) 4,8 B) 6,0 C) 5,7
D) 6,8 E) 4,5

20. Hallar la normalidad de una solución de ácido acético CH_3COOH al 5% en peso y densidad 0,9 g/ml.
(M.A: C = 12; O = 16)

A) 0,75 N B) 3 N C) 0,45 N
D) 1,25 N E) 0,8 N

21. Respecto a las soluciones indicar verdadero (V) o falso (F):

I. Son mezclas homogéneas cuya composición depende de la solubilidad.
II. Sus propiedades químicas depende del componente denominado soluto.
III. En el proceso de dilución se incrementa el volumen de solvente disminuyendo su concentración.
IV. La titulación solo se produce entre soluciones de ácidos y bases

A) VVVF B) FVVV C) FFVV
D) VFVF E) VVFF

22. Qué masa de una solución de HCl al 60% en masa debe agregarse a una solución de HCl de volumen 500 mL (ρ_{sol} = 1,2 g/mL) a 40%, para obtener una solución del mismo ácido al 50% en masa.

A) 300 g B) 400 g C) 500 g
D) 600 g E) 700 g

23. Una solución que tiene 40% en masa de NaBr tiene una densidad de 1,42 g/ml. Si 50 ml de esta solución se diluyen hasta un volumen final de 350 ml. ¿Cuál es la normalidad de la solución final?
(M.A: Na = 23; Br = 80)

A) 0,98 B) 0,78 C) 1,0
D) 0,68 E) 0,18

24. Indique la proposición incorrecta:

A) El bronce es una solución sólido en sólido.
B) En el aire, el solvente es el nitrógeno.
C) El agua pesada no es solución.
D) El agua destilada es una solución diluida.
E) La solubilidad de los gases depende también de la presión.

25. ¿Cuántos mL de HCl de 25% (d = 0,8 g/ml) son necesarios para obtener 2 L de HCl al 5% (d = 1,25 g/ml)

A) 125 mL B) 325 mL C) 475 mL
D) 650 mL E) 625 mL

26. Hallar la normalidad de una solución de ácido sulfúrico (H_2SO_4) que se prepara agregando 294 g del ácido para producir una solución de 2400 mL.

A) 2,5 N B) 1,25 N C) 3,75 N
D) 4,5 N E) 5,0 N

27. Qué volumen de agua se requiere para obtener 4 L de una solución 0,1 M de NaOH a partir de otra solución 1,25 M de éste compuesto.

A) 4,2 L B) 3,68 L C) 4 L
D) 3,2 L E) 2,3 L

28. Se mezclan 4 litros de una solución de H_2SO_4 3M con 6 L de solución de H_2SO_4 6M. Hallar la normalidad de la solución resultante.

A) 4,8 B) 9,6 C) 2,4
D) 1,2 E) 3,6

29. ¿Qué volumen de HCl al 40% (ρ=1,1g/cm^3) se debe agregar a un litro de HCl 0,8M para obtener una solución 1N?
(M.A: Cl = 35,5; H = 1)

A) 18 mL B) 30 mL C) 75 mL
D) 9 mL E) 140 mL

30. Indicar verdadero (V) o falso (F) de:

I. Si se diluye una solución de sacarosa esta es menos dulce ya que la cantidad de azúcar disminuye.
II. Una solución de HCl 1M posee una mol soluto por cada litro de solución.
III. Al titular una solución esta altera sus propiedades químicas.
IV. Todas las soluciones acuosas son líquidas.

A) FVVV B) FVVF C) VFVF
D) VVFV E) FVFV

31. Calcular la molalidad de una solución preparada con 60 g de $MgSO_4$, $10H_2O$ y 64 g de agua. M.A: Mg = 24; S = 32; O = 16

A) 2 B) 2,1 C) 2,2
D) 2,3 E) 2,4

32. Qué volumen de solución 2 M de H_2SO_4 deberán mezclarse con 5 L de solución 4 M de H_2SO_4 para así obtener una solución 6 N de H_2SO_4.

A) 7 L B) 5 L B) 14 L
D) 21 L E) 8 L

33. El Formol es una disolución antiséptica que se usa en biología contiene 40 cc de formaldehído (HCHO) (ρ = 0,82 g/cm^3) por 100 cm^3 de agua. ¿Cuál es la molalidad del formol?
(M.A: C = 12)

A) 3,60 B) 5,40 C) 9,42
D) 10,93 E) 12,50

34. Hallar el número de equivalente gramo contenidos en 20 L de una solución de H_3PO_4 al 30% en masa si su densidad es 1,4 g/mL. M.A: P = 31; O = 16

A) 257,1 B) 128,5 C) 132,6
D) 178,4 E) 220,5

35. Se agrega 45 g de azúcar en un vaso que contiene 200 mL de agua y se agita para provocar la disolución, si quedan sin disolver 9 g de azúcar ($C_6H_{12}O_6$). Hallar la molalidad de la solución formada.

A) 1 B) 2 C) 3
D) 4 E) 5

36. ¿Qué volumen de solución 6 M y 1,5 M de H_2SO_4 debe mezclarse pata obtener 3 litros de H_2SO_4 6 N?

A) 1 L y 2 L B) 2 L y 3 L
C) 3 L y 4 L
D) 1,5 L y 2,5 L E) 2,5 L y 3,5 L

37. ¿Qué volumen de HCl 12 M, se debe utilizar para preparar 500 mL de solución de HCl 3 M?

A) 120 mL B) 125 mL C) 130 mL
D) 200 mL E) 225 mL

38. Cuánta agua en gramos deberá adicionarse a 1,6 litros de disolución de HCl 2,4 N para obtener una disolución 0,6 N.

A) 3200 g B) 4100 g C) 4800 g
D) 3900 g E) 64000 g

39. Se tiene 1 L de ácido de batería (ρ_{sol} = 1,26 g/mL) al 38% en masa de ácido sulfúrico, que cantidad de agua se tendrá que agregar a dicho ácido de batería para disminuir la concentración del ácido hasta el 20%.

A) 1,134 L B) 1000 mL C) 11 mL
D) 1,134 mL E) 11,34 L

40. Calcular cuántos equivalentes gramos de H_2SO_4 se han necesitado para neutralizar 400 mL de una solución de $Ca(OH)_2$ 2 M.

A) 0,8 B) 1,6 C) 1,8
D) 2,4 E) 3,2

41. Se agrega 60 cm^3 de $Al(OH)_3$ 4,5 N a 80 cm^3 de H_2SO_4 2,7 N. ¿Qué volumen y de qué solución no se neutralizan?.

A) 8 cm^3 de $Al(IH)_3$
B) 12 cm^3 de $Al(OH)_3$
C) 20 cm^3 de $Al(OH)_3$
D) 48 cm^3 de H_2SO_4
E) 12 cm^3 de H_2SO_4

42. ¿Qué volumen de ácido clorhídrico (HCl) 2 M se requiere para producir 80 g de Hidrógeno?

$$Zn + HCl \longrightarrow ZnCl_2 + H_2$$

(M.A: Cl = 35,5)

A) 20 L B) 10 L C) 15 L
D) 30 L E) 40 L

43. Todo el cloruro existente en 40 ml de una solución 0,25 M de Cloruro de Calcio es precipitado con 55 ml de una solución de $AgNO_3$. ¿Cuál será la molaridad de la solución de $AgNO_3$?

A) 0,18 B) 0,26 C) 0,36
D) 0,46 E) 0,56

44. Se toman 1,4 g de una solución acuosa de ácido sulfúrico usado para baterías y se diluyen hasta 200 ml. Si 10 ml de esta nueva solución requieren para su neutralización 40 ml de NaOH 0,01 N. ¿Cuál es el % en peso del H_2SO_4 en el ácido original?
M.A: S = 32; O = 16

A) 1,4% B) 2,8% C) 14%
D) 28% E) 56%

45. Hallar la masa de ácido clorhídrico que se necesitan para neutralizar completamente a 25 mL solución 0,2 M de $Ca(OH)_2$.
(M.A: Cl = 35,5)

A) 3,65 B) 36,5 C) 0,365
D) 1,46 E) 0,73

46. ¿Cuántos litros de H_2SO_4 2 M son necesario para neutralizar completamente 40 litros de una solución de NaOH al 10% en masa cuya densidad es de 1,2 g/ml.
(M.A: S = 32; Na = 13; O = 16)

A) 20 L B) 30 L C) 40 L
D) 5 L E) 60 L

47. Una muestra de 10 gramos de carbonato de calcio impuro (piedra caliza) se disolvió en 200 mL de HCl 1,2 N. El exceso de ácido necesita 400 mL de NaOH 0,2 N para su neutralización. ¿Cuál es el porcentaje de $CaCO_3$ en la muestra?
(M.A: Ca = 40; C = 12; Na = 23; Cl = 35,5)

A) 80% B) 60% C) 45%
D) 65% E) 90%

48. ¿Cuántos litros de H_2SO_4 5 M son nesarios para neutralizar completamente 10 litros de una solución de NaOH al 20% en masa cuya densidad es de 1,2 g/ml.
(M.A: S = 32; Na = 23)

A) 2 L B) 3 L C) 4 L
D) 5 L E) 6 L

49. Se tiene 5 L de solución 2 M de NaOH con 5 L de solución 2 M de H_2SO_4. Si al mezclarlos producen una nueva solución. Hallar la normalidad de la solución salina resultante.

A) 1 B) 2 C) 3
D) 4 E) 0,5

50. ¿Qué volumen de solución de $K_2Cr_2O_7$ 0,5 M serán necesarios utilizar para reaccionar completamente con 6 L de solución 0,4 M de $FeCl_2$ en el medio ácido?

A) 800 mL B) 700 mL C) 600 mL
D) 1600 mL E) 500 mL



Cinética y Equilibrio Químico

OBJETIVOS

- Conocer las reacciones químicas desde el punto de vista cinético, es decir conocer su velocidad y el mecanismo de la reacción
- Interpretar la ley de acción de masas y conocer la expresión de velocidad de reacción.
- Conocer los factores que afectan la velocidad de reacción.
- Entender el concepto de equilibrio químico y sus características, así como las constantes de equilibrio.
- Aplicar el principio de Le Chatelier a los sistemas en equilibrio químico.

CONSERVANTE, se denomina así a cualquier sustancia añadida a los alimentos (bien sea de origen natural o de origen artificial) que pueda detener o minimizar el deterioro causado por la presencia de diferentes tipos de microorganismos (bacterias, levaduras y mohos). Este deterioro microbiano de los alimentos puede producir pérdidas económicas sustanciales, tanto para la industria alimentaria (que puede llegar a generar pérdidas de materias primas y de algunos sub – productos elaborados antes de su comercialización, deterioro de la imagen de marca) así como para los distribuidores y usuarios consumidores (tales como deterioro de productos después de su adquisición y antes de su consumo, problemas de sanidad, etc.)

Se sabe con certeza que más del 20% de todos los alimentos producidos en el mundo se pierden por acción de los microorganismos y, por otra parte, estos alimentos alterados pueden resultar muy perjudiciales para la salud del consumidor, por lo tanto el primer empleo es el de evitar el deterioro. Los alimentos en mal estado pueden llegar a ser extremadamente venenosos y perjudiciales para la salud de los consumidores, un ejemplo de esto es la toxina botulínica generada por una bacteria de Clostridium botulinum que se encuentra presente en las conservas mal esterilizadas, embutidos así como en otros productos envasados, esta sustancia se trata de una de las más venenosas que se conocen (miles de veces más tóxica que el cianuro de una misma dosis).



Los alimentos se deterioran a lo largo del tiempo por diversas causas: la oxidación, la deshidratación, la acción enzimática y el desarrollo de microorganismos. Por ello, ya desde la Prehistoria, los seres humanos han buscado e ideado diversas técnicas para conservarlos.

Existen algunos métodos que actúan como inhibidores de las bacterias tales con el calentamiento, deshidratación, irradiación o congelación. Se puede aplicar métodos químicos que causen la extinción por muerte de los microorganismos o que al menos elimine la posibilidad de su reproducción. En una gran mayoría de alimentos existen los conservantes de forma natural, por ejemplo muchas frutas que contienen ácidos orgánicos tales como el ácido benzoico o el ácido cítrico. Por ejemplo la relativa estabilidad de los yogures al compararlo con la leche se debe sólo al ácido láctico elaborado durante su fermentación. algunos alimentos tales como los ajos, cebollas y la mayoría de las especias contienen potentes agentes antimicrobianos, o precursores que se transforman en ellos al triturarlos.

CINÉTICA QUÍMICA

CONCEPTO

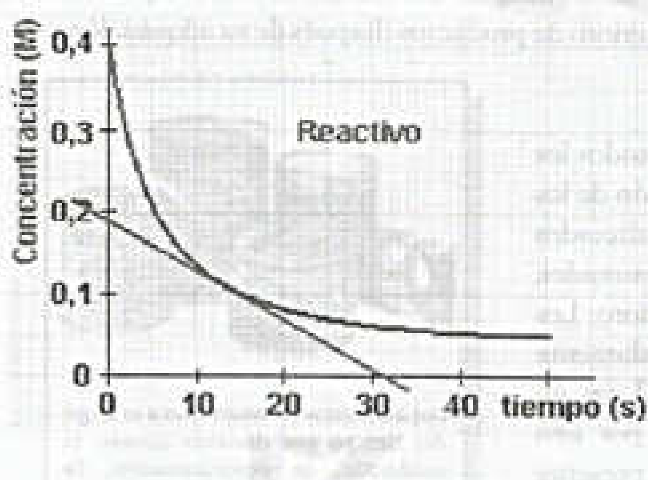
Es aquella parte de la química que se encarga del estudio de la velocidad con la que se lleva a cabo una reacción química, así mismo mediante datos experimentales describir el curso o mecanismo de las mismas.

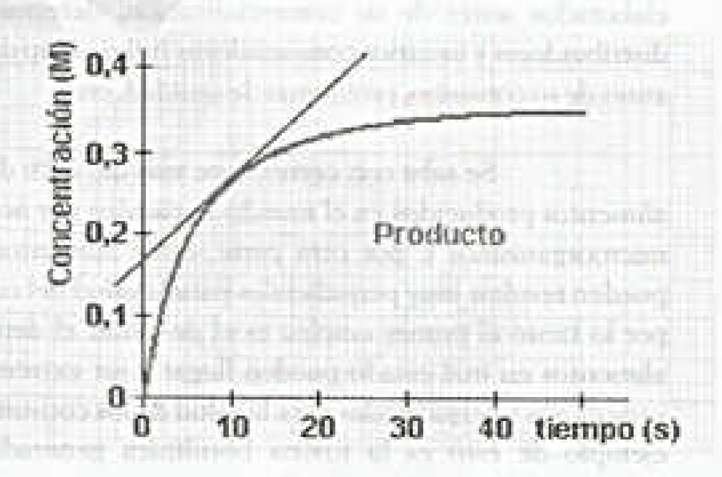
RAPIDEZ DE REACCIÓN (r)

Es aquel término que nos indica la rapidez con la que, se consumen los reactantes y con la que se forman los productos con rel

$$r = \frac{\Delta[\,]}{\Delta t}$$

Donde: $\Delta[\,]$: Variación en la concentración molar (M)
Δt : Variación de tiempo (s, min)
$-$: Empleado en consumo de reactantes
$+$: Empleado en formación de productos.
[ ] : concentración molar $\left([A] = \frac{n_A}{V_T} \ldots \frac{mol}{L} \Leftrightarrow M\right)$





Unidades : r: M/s, $mol/L.s$; $mol.L^{-1};s^{-1}$

A esta expresión se denomina rapidez media ya que se evalúa por lo general para intervalos de tiempo, no representa un valor real sino aproximado, su principal utilidad se da en la estequiometría.

Por ejemplo si consideramos la siguiente reacción genérica las rapideces de consumo y formación de las sustancias involucradas será:

$$aA + bB \longrightarrow cC + dD$$

Se cumple:

$$\frac{r_A}{a} = \frac{r_B}{b} = \frac{r_C}{c} = \frac{r_D}{d}$$

A todo el público en general:

El Proyecto Modo Scan+100 2.0, nace de una idea del **Team Calapenshko**, el cual es difundir todo aquel texto inédito que no esté circulando en la red.

Nuestro Grupo Calapenshko hace el mejor esfuerzo para digitalizar este libro, y así usted estimado lector pueda obtener la mejor experiencia que toda persona desea al abrir un libro.

Este proyecto llega gracias a las **donaciones que se pudo obtener de 100 personas** comprometidas con el proyecto **MODO SCAN+100 2.0**.

Este libro no debe ser prostituito monetariamente, este libro no debe ser coleccionado, este libro debe ser destruido analíticamente, así que te invito a leerlo.

No pagues por este libro de **circulación gratuita**, búscalo en la red.

Atentamente, el GRUPO CALAPENSHKO

02 de setiembre del 2020



Ejemplo 1: Se tiene la siguiente reacción elemental:

$$N_{2(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow NO_{2(g)}$$

Si se consumen 4 m de N_2 en 20s. Hallar la rapidez formación del NO_2.

Solución: Balanceando la ecuación:

$$N_{2(g)} + 2O_{2(g)} \longrightarrow 2NO_{2(g)}$$

Se cumple: $$\frac{r_{N_2}}{1} = \frac{r_{O_2}}{2} = \frac{r_{NO_2}}{2} ....(\alpha)$$

Del dato la velocidad del nitrógeno (N_2) es:

$$r_{N_2} = \frac{(-)\Delta[N_2]}{\Delta t} = \frac{4M}{20s} = 0,2\ M/s$$

Reemplazando en (α):

$$0,2M/s = \frac{V_{NO_2}}{2}$$

$$\therefore\ V_{NO_2} = 0,4\ M/s$$

LEY DE ACCIÓN DE MASAS

(Gulberg y Wagge) La rapidez instantánea de una reacción química es proporcional al producto de las concentraciones reactantes.

Se tiene la siguiente reacción química elemental:

$$\underbrace{aA + bB}_{\text{reactantes}} \xrightarrow{r} \underbrace{cC + dD}_{\text{productos}}$$

En la base a esta ley rapidez de reacción toma la siguiente forma:

$$r = K[A]^X\ [B]^Y\ ....(\beta)$$

Se determina en forma experimental

Donde: x : Orden respecto A

y : Orden respecto B

x + y : Orden la reacción

x + y = 1: Primer orden.

2: Segundo orden.

3: Tercer orden.

K : Constante específica de velocidad de reacción

K: Es una constante ue se encuentra en función a la temperatura.

A la expresión (β) se le denomina rapidez de reacción o ley de rapidez, nos indica la rapidez en cualquier instante de tiempo (velocidad instantánea).

El término "x + y" se deduce de forma experimental en base al mecanismo de la reacción que para reacciones elementales (de una sola etapa) coincide con los coeficientes de los reactantes. Por ejemplo para las siguientes reacciones, su expresión de rapidez de reacción es:

- $H_{2(g)} + I_{2(g)} \longrightarrow 2HI_{(g)}$ $\quad r = K[H_2]^1[I_2]^1$
  Orden de la reacción es: 1 + 1 = 2

- $2H_{2(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2H_2O_{(g)}$ $\quad r = K[H_2]^2[O_2]^1$
  Orden de la reacción es: 2 + 1 = 3



Si la reacción es reversible, elemental:

$aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$

$V_{Rxn_{DIRECTA}}$: Depende de A y B $\qquad V_{Rxn_{DIRECTA}} = K_D[A]^a[B]^b$

$V_{Rxn_{INVERSA}}$: Depende de C y D $\qquad V_{Rxn_{INVERSA}} = K_D[C]^c[D]^d$

OBSERVACIÓN

En el cálculo de la rapidez de reacción los componentes gaseosos y en solución acuosa, no participan los sólidos y líquidos puros.

FACTORES QUE AFECTAN LA RAPIDEZ DE REACCIÓN

A. CONCENTRACIÓN DE LOS REACTANTES

De acuerdo a la ley de acción de mases la rapidez de reacción es proporcional a la concentración de reactantes, por lo tanto disminuye a medida que estos se consumen.

$$\uparrow \text{[reactantes]} \Rightarrow \uparrow r$$

La velocidad de reacción es mayor al inicio. Existen otros factores que dependen de los reactantes como el área o superficie de contacto o su grado de reactividad, el cual esta influenciado por la electronegatividad, acidez, etc.

B. TEMPERATURA

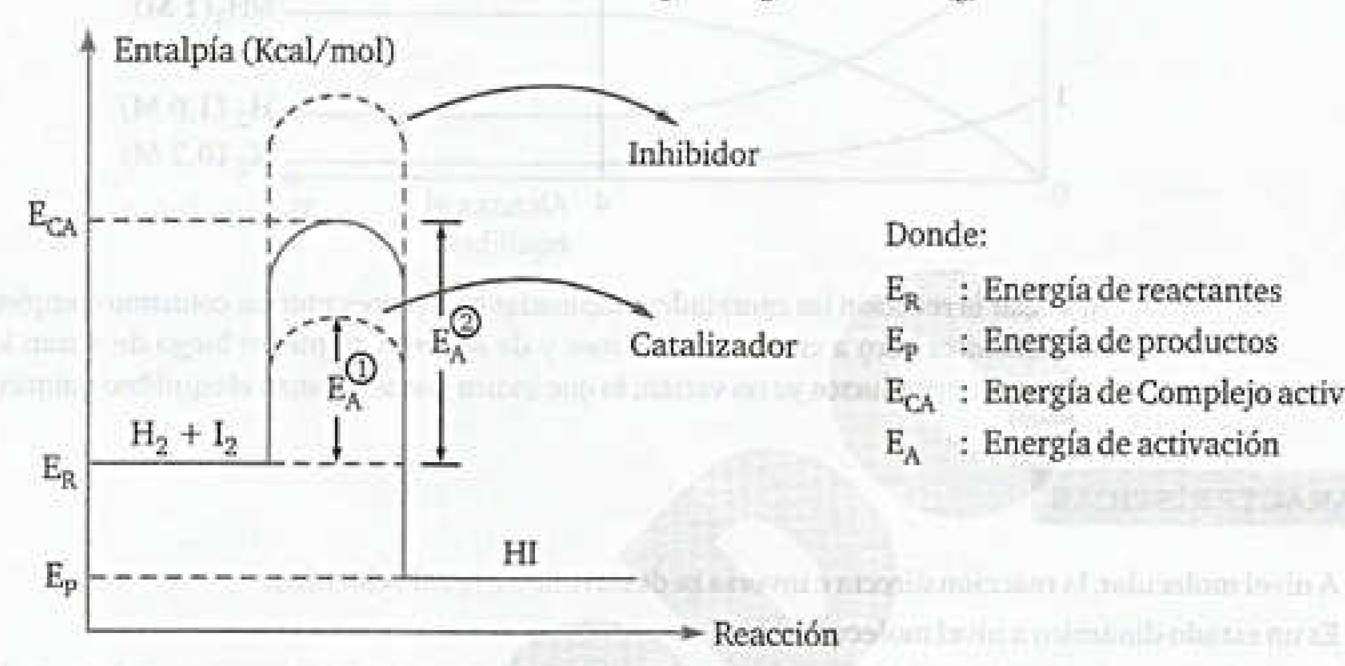
Por lo general una reacción incrementa su rapidez al aumentar la temperatura esto debido a que la constante de velocidad depende de la temperatura.

Se ha establecido que en muchas reacciones el incremento de temperatura en 10C° hace que la rapidez de reacción se duplique.

C. CATALIZADORES

Son sustancias que se emplean para modificar la rapidez de reacción y se recuperan al final. La función del catalizador es modificar la energía de activación haciendo la reacción más rápida.

Por ejemplo para la siguiente reacción: $H_{2(g)} + I_{2(g)} \xrightarrow{Pt} 2\,HI_{(g)}$



El proceso representa una catálisis heterogénea debido a que el catalizador (Pt) es sólido y los reactantes gases, en cambio, será catálisis homogénea cuando los reactantes así como el catalizador estén en la misma fase.

EQUILIBRIO QUÍMICO

CONCEPTO

Es el estado que alcanza una reacción química reversible, donde al cabo de cierto tiempo la concentración de reactantes y productos permanece constante; a temperatura constante la rapidez de formación de productos es igual a la velocidad con la cual se regeneran los reactantes. ($V_D = V_I$)

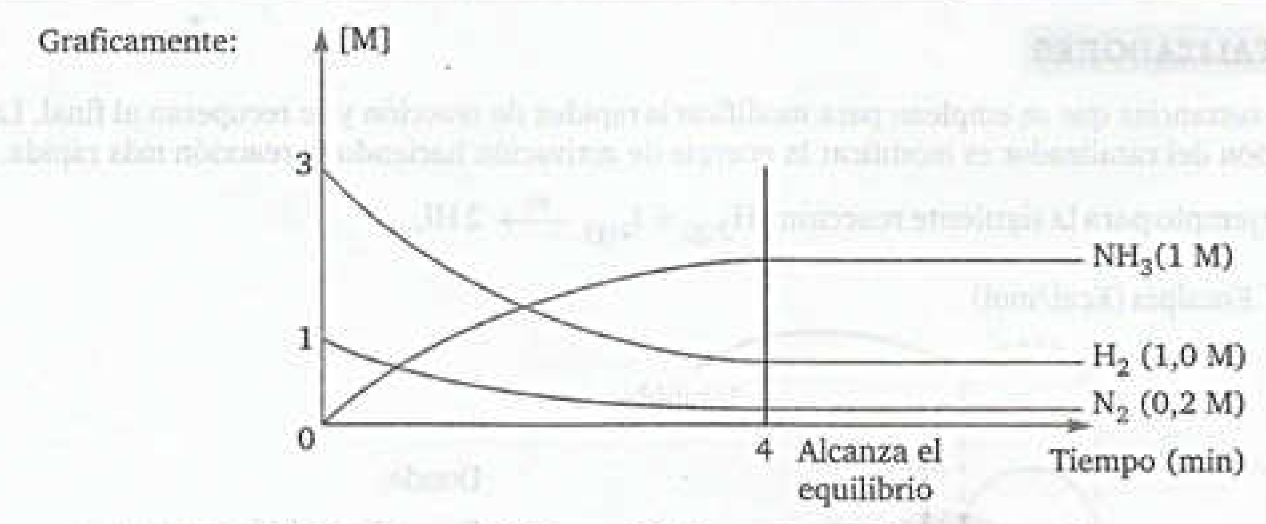
En este estado muchas propiedades como la molaridad, presión, densidad y otras se mantienen constantes a pesar que la reacción sigue llevandose a cabo (equilibrio dinámico).

Ejemplo 2: La síntesis del amoníaco a 727°C se inicia con 3 mol de H_2 y 1 mol de N_2 en un recipiente de 1 litro. Según la ecuación:

	N_2	$+\ 3\,H_2$	$\rightleftarrows 2\,NH_3$
n_{INICIO}	1	3	—
$n_{REACCIÓN}$	0,8	2,4	1,6
$n_{EQUILIBRIO}$	$\underbrace{1-0,8}_{0,2}$	$\underbrace{3-2,4}_{0,6}$	1,6



Graficamente:



Al iniciar la reacción las cantidades empleadas hacen presumir un consumo completo de reactantes pero a ciertas condiciones y de acuerdo al gráfico luego de 4 min los reactantes y productos ya no varian, lo que indica que se alcanzó el equilibro químico.

CARACTERÍSTICAS

- A nivel molecular, la reacción directa e inversa se desarrollan a igual velocidad.
- Es un estado dinámico a nivel molecular.
- A nivel macroscópico, el equilibrio se denomina estático ya que no se observan cambios en las propiedades del sistema "presión, temperatura, concentraciones".
- El equilibrio químico se alcanza de forma espontánea; es decir no importando algunos factores externos como: el volumen del recipiente, la concentración inicial de las sustancias; etc. Con el paso del tiempo, el sistema llegará al equilibrio.
- De no mediar ninguna perturbación externa, el sistema permanecerá en equilibrio químico.
- Se produce en un sistema cerrado.
  En las reacciones reversibles siempre es posible encontrar ciertas cantidades de reactantes y productos en la mezcla de reacción.
  Se puede llegar al Equlibrio mezclando solamente los reactivos o los productos o también haciendo una mezcla arbitraria de reactivos y productos; el sistema alcanza el equilibrio en todos los casos.

A. CÁLCULO DE LA CONSTANTE DE EQUILIBRIO (K_C)

Se tiene la siguiente reacción química reversible en equilibrio:

$$N_{2(g)} + 2\,O_{2(g)} \rightleftarrows 2\,NO_{2(g)}$$

Se cumple: $\bar{r}_{directa} = \bar{r}_{inversa}$

Reemplazando velocidades: $K[N_2]\,[O_2]^2 = K_1[NO_2]^2$

Despejando: $K_C = \dfrac{K}{K_1} = \dfrac{[NO_2]^2}{[N_2][O_2]^2}$

Donde: K_C: Constante de equilibrio en concentración molar (Molaridad)

$$K_C = \frac{[\text{Productos}]^x}{[\text{Reactantes}]^y}$$

OBSERVACIONES

1. Hay que tener en cuenta que aunque las concentraciones puedan variar el valor de K (la constante de equilibrio) para una reacción dada permanece constante, siempre y cuando la reacción esté en equilibrio y la temperatura no cambie.
2. El valor de la constante de equilibrio solo depende de la temperatura.
3. Cuando todos los componentes del sistema en equilibrio se encuentran en estado gaseoso se denomina equilibrio homogéneo, de encontrarse un componente en otro estado se denomina heterogéneo. En el cálculo de la constante de equilibro K_C solo intervienen sistemas homogéneos, no se toma en cuenta componentes en estado sólido o líquido puros excepto si se encuentran en solución acuosa, los cuales si participan en K_C.
4. Aunque el uso de los términos "reactivos" y "productos" pudieran resultar confuso porque una sustancia que es un reactivo en la reacción directa, también es producto de la reacción inversa, esta terminología es consecuente con la convención de que las sustancias escritas al lado izquierdo de las flechas del equilibrio se consideran como "reactivos" y las que están al lado derecho como "productos".

Ejemplo 3: Hallar la expresión de la constante de equilibrio (K_C). para el siguiente sistema heterogéneo en equilibrio.

$$C_{(s)} + CO_{2(g)} \rightleftarrows 2\,CO_{(g)}$$

Solución: ➪ $$K_C = \frac{[CO]^2}{[CO_2][\not{C}]^1}$$

$$\therefore \quad K_C = \frac{[CO]^2}{[CO_2]}$$

B. CÁLCULO DE LA CONSTANTE DE EQUILIBRIO (K_P)

Solo se aplica cuando al menos existen un componente gaseoso en el sistema en equilibrio, el cual toma en cuenta las presiones parciales de cada gas.

Ejemplo: Hallar la constante de equilibrio K_P a 127°C

$$2\,H_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftarrows 2\,H_2O_{(g)}$$

$$K_P = \frac{(P_{H_2O})^2}{(P_{H_2})^2 (P_{O_2})}$$

Donde: $P_{H_2O}, P_{H_2}, P_{O_2}$: Presiones parciales de cada componente

OBSERVACIÓN

El valor numérico de la constante nos indica la tendencia del equilibrio en una dirección específica de la reacción reversible.

- Si $K_C > 1$ Reactantes $\longrightarrow$ Productos (Mayor rendimiento)
- Si $K_C < 1$ Reactantes $\longleftarrow$ Productos (Menor rendimiento)

- **Relación entre K_C y K_P**

$$K_P = K_C\,(RT)^{\Delta n}$$

Donde: R = 0,082 L . atm/ K . mol. Constante universal de los gases.
T = Temperatura absoluta (K)
Δn = Variación de moles (solo para sustancias gaseosas).

$$\Delta n = \sum \underset{\text{gaseosos}}{\overset{\text{Coef. de}}{\text{Productos}}} - \sum \underset{\text{gaseosos}}{\overset{\text{Coef. de}}{\text{Reactantes}}}$$

DEMOSTRACIÓN:

Suponga el siguiente equilibrio homogéneo: $aA_{(g)} \rightleftharpoons bB_{(g)}$

Entonces la constante K_C está dada por: $K_c = \dfrac{[B]^b}{[A]^a}$

y la expresión para K_P es: $K_P = \dfrac{(P_B)^b}{(P_A)^a}$ ....(β)

donde P_A y P_B son las presiones parciales de A y B. Si se supone un comportamiento de un gas ideal: $P_AV = n_ART \Rightarrow P_A = \dfrac{n_ART}{V}$ ......(α)

Análogamente para B: $P_BV = n_BRT \Rightarrow P_B = \dfrac{n_BRT}{V}$ ......(θ)

Reemplazando (α) y (θ) en (β):

$$K_P = \frac{\left(\dfrac{n_BRT}{V}\right)^b}{\left(\dfrac{n_ART}{V}\right)^a} = \frac{\left(\dfrac{n_B}{V}\right)^b}{\left(\dfrac{n_A}{V}\right)^a}.RT^{(b-a)}$$

Ahora, tanto n_A/V como n_B/V tienen unidades de mol/L y se pueden sustituir por [A] y [B], de modo que:

$$K_P = \frac{[B]^b}{[A]^a}.(RT)^{\Delta n}$$

$$\therefore \quad \boxed{K_P = K_C.(RT)^{\Delta n}}$$

Ejemplo 4: Considerando los datos del equilibro para la síntesis del amoníaco y que esta se lleva a 1000 K en un recipiente de 1 litro. Hallar el valor de las constantes de equilibrio K_C y K_P.

$$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftarrows 2NH_{3(g)}$$

nEQ: 0,2 0,6 1,6

Solución: Con los datos de moles hallamos las concentraciones de cada sustancia presente en el equilibrio para un volumen de un litro.

$$[NH_3] = 1,6\,\frac{mol}{L} \quad [N_2] = 0,2\,\frac{mol}{L} \quad [H_2] = 0,6\,\frac{mol}{L}$$

Calculo de K_C: $K_C = \frac{[NH_3]^2}{[H_2]^3\,[N_2]} = \frac{(1,6)^2}{(0,6)^3\,(0,2)} = 59,26$

Hallando K_P con K_C: $\Delta n = 2-(3+1) = -2$

$$K_P = K_C\,(RT)^{\Delta n} = 59,26\,(0,082\times 1000)^{-2}$$

$$\therefore \quad K_P = 8,81\times 10^{-3}$$

Operaciones con la K_{eq}. (donde Keq puede ser K_C o K_P)

* Si la reacción se invierte, entonces la K_{eq} se invierte

$A \rightleftharpoons B + C \qquad K_{eq}$

$B + C \rightleftharpoons A \qquad K'_{eq} = \frac{1}{K_{eq}}$

Sea: $2O_3 \rightleftharpoons 3O_2 \xrightarrow[\text{invertimos}]{\text{Si}} 3O_2 \rightleftharpoons 2O_3$

$$K_C = \frac{[O_2]^3}{[O_3]^2} \qquad K'_C = \frac{[O_3]^2}{[O_2]^3} = \frac{1}{K_C}$$

* Si multiplicamos a la ecuación química por un número "n" entonces la Keq queda elevada al exponente n.

Sea la reacción: $2O_3 \rightleftharpoons 3O_2 \qquad K_C = \frac{[O_2]^3}{[O_3]^2}$

Por $2 \rightarrow 4O_3 \rightleftharpoons 6O_2 \qquad K'_C = \frac{([O_2]^3)^2}{([O_3]^2)^2} = K_C^2$

En general: Sea $K_C \rightarrow K'_C = K_C{}^n$

* Sea dos reacciones:

$aA \rightleftharpoons bB \qquad K_{C_1} = \frac{[B]^b}{[A]^a}$

$cC \rightleftharpoons dD \qquad K_{C_2} = \frac{[C]^c}{[D]^d}$

$aA + cC \rightleftharpoons bB + dD \qquad K_{C_3} = \frac{[B]^b[D]^d}{[A]^a[C]^c} = K_{C_1}\times K_{C_2}$

PREDICCIÓN DE LA DIRECCIÓN DE UNA REACCIÓN

La constante de equilibrio K_C para la reacción en la que se forma yoduro de hidrógeno a partir de hidrógeno y yodo moleculares en fase gaseosa es de 54,3 a 430 °C

$$H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$$

Suponga que en cierto experimento se colocan 0.243 moles de H_2, 0.146 moles de I_2 y 1.98 moles de HI en un recipiente de 1.00 L a 430°C. ¿Habrá una reacción neta en la que se forme más I_2 o más HI? Al insertar las concentraciones iniciales en la expresión de la constante de equilibrio, obtenemos.

$$\frac{[HI]_0^2}{[H_2]_0[I_2]_0} = \frac{(1.98)^2}{(0.243)(0.146)} = 111$$

donde el subíndice 0 indica las consecuencias iniciales (antes de que se logre el equilibrio). Como el cociente $[HI]_0^2/[H_2]_0[I_2]_0$ es mayor que K_C, este sistema no está en equilibrio.

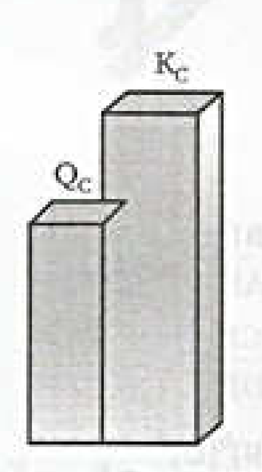
Para las reacciones que no han logrado el equilibrio, como en el caso anterior, al sustituir las concentraciones iniciales en la expresión de la constante de equilibrio obtenemos un cociente de reacción (Q_C), en lugar de la constante de equilibrio. Para determinar la dirección de la reacción neta para llegar al equilibrio, comparamos los valores de Q_C y K_C. Esto da lugar a tres posibles situaciones:

. $Q_C < K_C$ La relación entre las concentraciones iniciales de productos y de reactivos es muy pequeña. Para alcanzar el equilibrio, los reactivos deben convertirse en productos, y el sistema va de izquierda a derecha (los reactivos se consumen para formar productos).

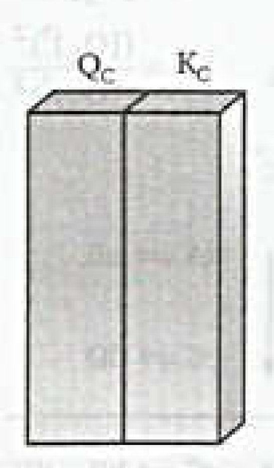
. $Q_C = K_C$ Las concentraciones iniciales son las concentraciones de equilibrio. El sistema está en equilibrio.

. $Q_C > K_C$ La relación entre las concentraciones iniciales de productos y de reactivos es muy grande. Para alcanzar el equilibrio, los productos deben transformarse en reactivos, de modo que el sistema va de derecha a izquierda (los productos se consumen y se forman los reactivos) para alcanzar el equilibrio.

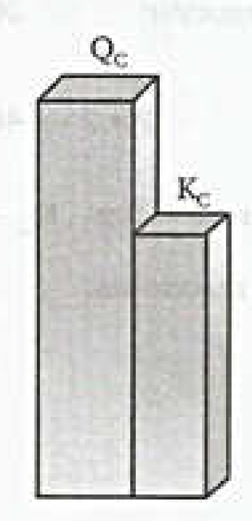
En la figura se observa la comparación de K_C y Q_C



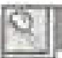
Reactivos → Productos



Equilibrio: sin cambio neto



Reactivos → Productos



OBSERVACIÓN

Puede escribirse una cantidad relacionada Q_p para cualquier reacción que implique gases utilizando presiones parciales en lugar de concentraciones

Grado de Disociación (α)   Se define así:
$$\alpha = \frac{\text{cantidad que reaccionó al 100\%}}{\text{cantidad inicial}}$$

C. PRINCIPIO DE LE CHATELIER

Este principio nos indica la manera como se comportará un sistema en equilibrio frente a un factor externo que trate de perturbarlo (temperatura, presión o concentración), ya que al ser el equilibrio un sistema estable este tratará de volver a dicha condición, desplazándose hacia un sentido de la reacción

1. Efecto de la Temperatura

El incremento de la temperatura favorece el sentido de la reacción endotérmica, mientras que su disminución favorece el sentido de la reacción exotérmica, este favor modifica el valor de la constante de equilibrio. Por ejemplo:

- **Para la reacción exotérmica:**

$$\overbrace{2CO_{(g)} + O_{2(g)}}^{\text{Zona fría}} \longrightarrow \overbrace{2CO_{2(g)} + 566\,KJ/mol}^{\text{Zona caliente}}$$

Perturbación		Desplazamiento
Aumento T ↑		⟵
Disminuye T↓		⟶

- **Para la reacción endotérmica:**

$$\overbrace{N_{2(g)} + 2O_{2(g)} + 8{,}1\,KJ/mol}^{\text{Zona caliente}} \longrightarrow \overbrace{2NO_{2(g)}}^{\text{Zona fría}}$$

Perturbación		Desplazamiento
Aumento T ↑		⟶
Disminuye T↓		⟵

2. Efecto de la Concentración

La variación en la concentración desplaza el equilibrio en el sentido de consumo (si hay incremento) o reposición (si hay extracción). No varía la constante de equilibrio (K_E).

En el siguiente sistema en equilibrio:

Perturbación	Respuesta
Si se consume o gasta	Se produce
Se agrega o añade	Se gasta

$$2H_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftarrows 2H_2O_{(g)} + \text{Energía}$$

Que ocurre si:

Perturbación	Respuesta
$[H_2]$ y/o $[O_2]$ ↑	⟶ Hacia la derecha
$[H_2]$ y/o $[O_2]$ ↓	⟵ Hacia la izquierda



3. Efecto de la Presión

El incremento de la presión provoca una disminución en el volumen, esto hace que el equilibrio se desplace donde se produzca menor número de moles (esto reduce la presión y establece el equilibrio) lo contrario ocurre al disminuir la presión. Por ejemplo considerando el siguiente equilibrio: (K_E no varía)

Perturbación	Respuesta
Si disminuyes la presión	La reacción se desplaza hacia donde hay + moles
Si aumentas la presión	La reacción se desplaza hacia donde hay – moles

$$\overbrace{PCl_{5(g)}}^{1\ mol} \rightleftarrows \overbrace{PCl_{3(g)} + Cl_{2(g)}}^{2\ mol}$$

Presión ↑ ⟵ Se desplaza al miembro con menor número de moles (1 mol)

↓ ⟶ Se desplaza al miembro con mayor número de moles (1 mol)

EJERCICIO DE APLICACIÓN



1. Respecto a la cinética química, indicar las afirmaciones correctas:
   I. Se encarga del estudio de las velocidades de las reacciones químicas.
   II. La velocidad de las reacciones por lo general disminuyen al aumentar la temperatura.
   III. Los catalizadores son sustancias químicas que modifican la velocidad de las reacciones.

   Rpta.: ....

2. Para la siguiente reacción del tipo elemental indicar su expresión de velocidad:
$$CO_{(g)} + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)}$$
   Rpta.: ....

3. En la síntesis del amoniaco:
$$N_{2(g)} + H_{2(g)} \rightarrow NH_{3(g)}$$
   La velocidad de consumo del nitrógeno es 1,5M/min. Halle la velocidad de consumo (en M/min) del gas hidrógeno a la misma temperatura.

   Rpta.: ....

4. Sobre el equilibrio químico, indique la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:
   I. Se establece cuando la velocidad de reacción en ambos sentidos de una reacción reversible son iguales.
   II. Se caracterizan por las constantes de equilibrio las cuales no dependen de la temperatura.
   III. En este estado las concentraciones y presiones parciales de los gases se mantienen constantes.

   Rpta.: ....

5. Para la siguiente reacción del tipo elemental indique el orden de reacción:
$$NO_{(g)} + O_{2(g)} \rightarrow NO_{2(g)}$$
   Rpta.: ....

6. Describa la expresión de la constante de equilibrio K_c para el siguiente proceso:
$$S_{(s)} + O_{2(g)} \rightleftarrows SO_{3(g)}$$
   Rpta.: ....

7. Para el siguiente equilibrio químico el valor de su constante es 0,1:
$$3A_{(g)} + B_{(g)} \rightleftarrows C_{(g)}$$
   Halle la constante de equilibrio a la misma temperatura para el siguiente proceso:
$$2C_{(g)} \rightleftarrows 6A_{(g)} + 2B_{(g)}$$
   Rpta.: ....

8. Para el siguiente sistema en equilibrio:
$$2HCl(g) \rightleftarrows H_{2(g)} + Cl_{2(g)}$$
   Se tienen 6, 4 y 2 moles respectivamente en un recipiente de 2 litros. Halle el valor de su constante K_c.

   Rpta.: ....

9. En el siguiente proceso la constante de equilibrio K_c es 16:
$$NH_{3(g)} \rightleftarrows N_{2(g)} + H_{2(g)}$$
   Si las concentraciones en el equilibrio de todas las sustancias participantes son iguales. Halle la concentración (en mol/L) del NH_3 en el equilibrio.

   Rpta.: ....

10. Se tiene el siguiente equilibrio exotérmico:
$$NO_{(g)} + O_{2(g)} \rightleftarrows NO_2 + \text{calor}$$
   Identifique la alternativa que contiene al factor que hace que se formé mayor cantidad de producto:

   Rpta.: ....

PROBLEMAS RESUELTOS

PROBLEMA 1 De las siguientes afirmaciones respecto a la cinética química, indicar lo que no corresponde:

A) La velocidad de reacción esta en función de la concentración de los reactantes
B) A nivel de soluciones el área de contacto para llevar a cabo una reacción química es máxima
C) Los catalizadores positivos incrementan la energía de activación razón por la cual la reacción es mas rápida
D) La velocidad de reacción de sustancias de elevado carácter iónico es mayor que los de carácter covalente
E) La síntesis de haber incrementa su eficiencia empelando el Platino como catalizador, estamos hablando de una catálisis heterogénea

Resolución:

A) CORRECTO : Según la ley de acción de masas:
V = K [Reactantes]

B) CORRECTO : El aumento del área de contacto favorece la reacción en una solución es máxima.

C) INCORRECTO : Los catalizadores (+) disminuyen la energía de activación hacen la reacción más rápida.

D) CORRECTO : De acuerdo a la naturaleza de los reactantes es mayor en reacciones iónicas.

E) CORRECTO : Un sistema heterogéneo es aquel que presenta varios estados sólido, líquido y gaseoso.

∴ CLAVE: C

PROBLEMA 2 Hallar la expresión de velocidad para la siguiente reacción elemental:

$$4Sb_{(s)} + 5O_{2(g)} \longrightarrow 2Sb_2O_{5(g)}$$

A) $K[O_2]^5$ B) $K[O_2]^3$ C) $K[O_2]^5[Sb]^4$
D) $K[O]^5$ E) $K[Sb_2O_5]^2$

Resolución:

$$V = K[Sb]^4[O_2]^5$$

En un sistema heterogéneo la concentración de los sólidos o líquidos puros no se toma en cuenta:

$$V = K[O_2]^5$$

∴ CLAVE: A

PROBLEMA 3 Se tiene la siguiente reacción elemental:

$$NH_{3(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow NO_{2(g)} + H_2O_{(g)}$$

Si la velocidad de consumo del amoníaco (NH_3) es de 1,6 M/min. Hallar la velocidad de formación del agua.

A) 2,2 M/min B) 1,8 M/min C) 2,4 M/min
D) 3,2 M/min E) 2,8 M/min

Resolución: Al balancear la ecuación se tiene:

$$4NH_{3(g)} + 7O_{2(g)} \longrightarrow 4NO_{2(g)} + 6H_2O_{(g)}$$

Se cumple: $\dfrac{V_{NH_3}}{4} = \dfrac{V_{O_2}}{7} = \dfrac{V_{NO_2}}{4} = \dfrac{V_{H_2O}}{6}$

Se tiene $V_{NH_3} = 1{,}6$ M/min reemplazando en la ecuación anterior

$$\frac{1{,}6}{4}\text{ M/min} = \frac{V_{H_2O}}{6}$$

$$\Rightarrow V_{H_2O} = \frac{6 \times 1{,}6}{4}\text{ M/min}$$

$$V_{H_2O} = 2{,}4\text{ M/min}$$

∴ CLAVE: C

PROBLEMA 4 Considerando las siguientes reacciones como elementales, luego de determinar el orden de reacción para cada caso dar como respuesta la suma de dichos valores.

I. $H_{2(g)} + Br_{2(g)} \longrightarrow HBr_{(g)}$

II. $SO_{2(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow SO_{3(g)}$

A) 1 B) 3 C) 7
D) 4 E) 5

Resolución: Hallando el orden de reacción para cada ecuación:

Para (I): $H_{2(g)} + Br_{2(g)} \longrightarrow 2\,HBr_{(g)}$

La velocidad es: $V_1 = K[H_2]^{①}[Br_2]^{①}$

El orden de reacción es:

$$① + ① = 2$$

Para (II): $2SO_{2(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2SO_{3(g)}$

La velocidad es: $V_2 = K[SO_2]^{②}[O_2]^{①}$

El orden de reacción es:

$$②+①=3$$

➪ Suma de valores: $2+3=5$

∴ CLAVE: E

PROBLEMA 5 Sea la siguiente reacción:

$$NO_2Cl_{(g)} \longrightarrow NO_{2(g)} + Cl_{2(g)}$$

Cuya constante específica de velocidad es $K = 4\times10^{-3}\ S^{-1}$. ¿Cuál es la velocidad de reacción en el instante en que la $[NO_2Cl] = 0{,}1M$?

A) 4×10^{-4} M/S B) 3×10^{-4} M/S C) 5×10^{-2} M/S
D) 4×10^{-2} M/S E) 3×10^{-2} M/S

Resolución: Balanceando la ecuación química:

$$2NO_2Cl_{(g)} \longrightarrow 2NO_{2(g)} + Cl_{2(g)}$$

La expresión de velocidad de la reacción es:

$$V_{Rx} = K[NO_2Cl]^2 \quad ....(\alpha)$$

Datos: $K = 4\times10^{-3}\ S^{-1}$; $[NO_2Cl] = 0{,}1M$

Reemplazando en (α):

$$V_{Rx} = 4\times10^{-3}\frac{1}{S}(0{,}1)M$$

$$V_{Rx} = 4\times10^{-4}\ M/S$$

∴ CLAVE: A

PROBLEMA 6 Si el volumen del reactor donde se lleva acabo una reacción de primer orden, se reduce a la mitad y la temperatura se eleva de 180°C a 200°C. ¿Por cuánto queda multiplicado la velocidad?.

A) 16 B) 32 C) 64
D) 128 E) 8

Resolución: Si la velocidad de reacción es de primer orden, entonces:

$$V_1 = K[A]^1 \quad \Rightarrow \quad A \rightarrow \text{Productos} \qquad [A] = \frac{n_A}{V}$$

Ahora si el volumen es la mitad, la velocidad de reacción se altera de la siguiente forma:

$$\overline{V}_2 = K\left[\frac{n_A}{\frac{V}{2}}\right] = 2K\left[\frac{n_A}{V}\right] = 2\,K[A]$$

$$\overline{V}_2 = 2\,\overline{V}_1$$

La temperatura al inicio es:

$$T_1 = 180°C \quad \Rightarrow \quad V_2 = 2V_1$$
$$T_2 = 190°C \quad \Rightarrow \quad V_3 = 2V_2 = 2(2V_1) = 4V_1$$
$$T_3 = 200°C \quad \Rightarrow \quad V_4 = 2V_3 = 2(4V_1) = 8V_1$$

⇨ La velocidad inicial queda multiplicada por 8

∴ CLAVE: E

PROBLEMA 7 Si consideramos la siguiente reacción como elemental:

$$2Hg_{(s)} + S_{(g)} \longrightarrow Hg_2S$$

Si la concentración del Mercurio se duplica y la del Azufre se reduce a la mitad. ¿Cómo variara la velocidad de la reacción respecto a la velocidad inicial?

A) Se duplica
B) Se reduce a la mitad
C) Se reduce a la tercera parte
D) Se triplica
E) No varia

Resolución: Como la reacción es heterogénea solo se toma en cuenta la concentración del azufre gaseoso:

$$\overline{V}_{①} = K[S]$$

Por lo tanto la velocidad de reacción solo se modifica con la variación de la concentración del azufre.

$$\overline{V}_{②} = \frac{K[S]}{2} = \frac{V_{①}}{2}$$

La velocidad de reacción solo se reduce a la mitad

∴ CLAVE: B

PROBLEMA 8 ¿Cuáles son características del equilibro químico?

I. Es dinámico.
II. La velocidad de reacción directa y la velocidad de reacción inversa son iguales a cero.
III. Ha cesado la reacción química.
IV. Alguna de las concentraciones tiene el valor de 1 molar.

A) Sólo II B) I y IV B) II y III
D) I y II E) Sólo I

Resolución: En el equilibro químico la concentración neta de reactantes y productos permanece constante, debido a que la velocidad directa e inversa son iguales, pero no significa que la reacción ha terminado ya que a la misma velocidad con que los reactantes se transforma en productos, estos se transforman en reactantes.

∴ CLAVE: E

PROBLEMA 9 Para el sistema en equilibrio:

$$CO_{(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons CO_{2(g)}$$

Se determina que las moles en el equilibrio son: 0,02 mol-g para CO 0,05 mol-g para O_2 y 0,08 mol-g para CO_2 en un recipiente de 2L. Hallar Kc.

A) 530 B) 585 C) 320
D) 640 E) 656

Resolución: Haciendo un balance de la reacción:

$$2\,CO_{(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2\,CO_{2(g)}$$

Hallando las concentraciones en equilibrio de cada componente:

$$[CO] = \frac{0{,}02}{2}\frac{mol\text{-}g}{L} = 0{,}01\ M$$

$$[O_2] = \frac{0{,}05}{2}\frac{mol\text{-}g}{L} = 0{,}025\ M$$

$$[CO_2] = \frac{0{,}08}{2}\frac{mol\text{-}g}{L} = 0{,}04\ M$$

La constante de equilibrio tiene la siguiente expresión:

$$Kc = \frac{[CO_2]^2}{[CO]^2\,[O_2]}$$

Reemplazando: $$Kc = \frac{(0{,}04)^2}{(0{,}01)^2\ (0{,}025)} = 640$$

∴ CLAVE: D

PROBLEMA 10 Para el sistema:

$$N_2O_{4(g)} \rightleftarrows NO_{2(g)} \qquad Kc = 1{,}25$$

Si la concentración de N_2O_4 en el equilibrio es 0,5 M ¿Cuál es la concentración molar del NO_2?

A) 0,56 M B) 0,68 M C) 0,79 M
D) 0,81 M E) 1,92M

Resolución: La expresión de la constante de equilibrio (Kc) es:

$$Kc = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]}$$

Reemplazando: $1{,}25 = \dfrac{[NO_2]^2}{0{,}5}$

Hallando $[NO_2]$: $[NO_2] = \sqrt{1{,}25 \times 0{,}5} = 0{,}79$ M

∴ CLAVE: D

PROBLEMA 11 Se tiene el siguiente sistema en equilibrio a 1000K:

$$HI_{(g)} \rightleftarrows I_{2(g)} + H_{2(g)}$$

Si se parte de 1mol de yoduro de Hidrógeno (HI) y al alcanzar los 1000K, este se disocia según la reacción indicada. Hallar el porcentaje de disociación si Kc = 4.

A) 88,9% B) 45,8% C) 58,7%
D) 75% E) 80,0%

Resolución: Para la reacción reversible: $2\,HI_{(g)} \rightleftarrows I_{2(g)} + H_{2(g)}$

Dato:
Kc = 4
V: Volumen

	$2\,HI$	I_2	H_2
n_{INICIO}:	1	–	–
$n_{REACCIÓN}$:	2x	x	x
$n_{EQUILIBRIO}$:	1 – 2x	x	x

El Kc es: $$Kc = \frac{[I_2][H_2]}{[HI]^2} = \frac{\left(\frac{n_{I_2}}{V}\right)\cdot\left(\frac{n_{H_2}}{V}\right)}{\left(\frac{n_{HI}}{V}\right)^2}$$

Reemplazando: $4 = \dfrac{x\,.\,x}{(1-2x)^2} \Rightarrow 4 = \dfrac{x^2}{(1-2x)^2}$

$$2 = \frac{x}{1-2x}$$

Operando: $2-4x=x$

$2=5x \Rightarrow x=2/5=0{,}4\text{ mol}$

En el equilibrio las moles de HI es:

$n_{HI}: 1-2x=1-2(0{,}4)=0{,}2\text{ mol}$



Entonces la cantidad disociada es:

$2x: 2(0{,}4)=0{,}8\text{ M}$

$$\%\ \text{Disociación}=\frac{0{,}8}{1}\times 100=80\%$$

$\therefore$ CLAVE: E

PROBLEMA 12 En un autoclave de 2 litros se coloca una mezcla de hierro y agua, el autoclave se cierra y se calienta a 1000°C alcanzando el equilibrio. Luego el análisis dio como resultado que contiene 4 gramos de H_2 y 3,6 gramos de H_2O. La reacción es:

$$Fe_{(s)} + H_2O_{(g)} \rightleftarrows Fe_3O_{4(s)} + H_{2(g)}$$

A) 12 000 B) 10 000 C) 9 000
D) 1000 E) 11 500

Resolución: Se tiene la reacción reversible balanceada:

$$3Fe_{(s)} + 4H_2O_{(g)} \rightleftarrows Fe_3O_{4(s)} + 4H_{2(g)}$$

La constante de equilibrio es:

$$Kc=\frac{[H_2]^4}{[H_2O]^4}\ ....(\alpha)$$

OBS: No se toma en cuenta los componentes en estado sólido

A partir de los datos hallamos la concentración de cada uno:

$$[H_2O]=\frac{n_{H_2O}}{V}=\frac{\frac{m_{H_2O}}{M_{H_2O}}}{2}=\frac{\frac{3{,}6}{18}}{2}=0{,}1\text{ M}$$

$$[H_2]=\frac{n_{H_2}}{V}=\frac{\frac{m_{H_2}}{M_{H_2}}}{2}=\frac{\frac{4}{2}}{2}=1\text{ M}$$

Reemplazando en (α):

$$Kc=\frac{(1)^4}{(0{,}1)^4}=10\,000$$

$\therefore$ CLAVE: B

PROBLEMA 13 Se tiene el siguiente sistema en equilibrio a 227°C:

$$SO_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftarrows SO_{3(g)}$$

Hallar la constante de equilibrio "Kp", si la presión total del sistema es 12atm y las moles están en la relación de 3, 1 y 2 respectivamente.

A) 9,1 B) $2,22.10^{-1}$ C) 0,22
D) $7,64.10^{-2}$ E) $5,42.10^{-3}$

Resolución: Para la reacción homogénea:

$$2SO_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftarrows 2SO_{3(g)}$$

La expresión Kp es: $Kp = \dfrac{(P_{SO_3})^2}{(P_{SO_2})^2 \cdot P_{O_2}}$ ....(β)

Para hallar las presiones parciales hacemos usos de los datos:

$n_{EQUILIBRIO}$: $n_{SO_2} = 3$ $n_{O_2} = 1$ $n_{SO_3} = 2$

El total es: $n_{TOTAL} = 3 + 1 + 2 = 6$ cuya $P_{TOTAL} = 12$ ATM

La presión parcial de cada componente es:

$$P_{SO_2} = \frac{n_{SO_2}}{n_{TOTAL}} \times P_{TOTAL} = \frac{3}{6} \times 12 = 6 \text{ ATM}$$

$$P_{O_2} = \frac{n_{O_2}}{n_{TOTAL}} \times P_{TOTAL} = \frac{1}{6} \times 12 = 2 \text{ ATM}$$

$$P_{SO_3} = \frac{n_{SO_3}}{n_{TOTAL}} \times P_{TOTAL} = \frac{2}{6} \times 12 = 4 \text{ ATM}$$

En (β): $Kp = \dfrac{4^2}{6^2 \times 2} = 0,22$

∴ CLAVE: C

PROBLEMA 14 Para el sistema:

$$C_{(s)} + O_{2(g)} \rightleftarrows CO_{(g)} \; ; \; Kp = 4,5 \text{ atm}$$

Si la presión parcial del CO es 3 atm. ¿Cuál es la presión parcial del O_2 en el equilibrio?

A) 1 atm B) 2 atm C) 2,4 atm
D) 3,2 atm E) 4 atm

Resolución: En la reacción: $2C_{(s)} + O_{2(g)} \rightleftarrows 2CO_{(g)}$

$$Kp = \frac{(P_{CO})^2}{P_{O_2}}$$

Reemplazando datos:

$$4,5 = \frac{(3)^2}{P_{O_2}}$$

$$\Rightarrow P_{O_2} = \frac{9}{4,5}$$

$$P_{O_2} = 2 \text{ atm}$$

∴ CLAVE: B



PROBLEMA 15 Se tiene una mezcla de tetróxido de dinitrógeno y de dióxido de nitrógeno en equilibrio, a 0 °C y 1 atm, de acuerdo a la reacción:

$$N_2O_{4(g)} \rightleftarrows 2NO_{2(g)}$$

Si en esas condiciones la presión parcial del $N_2O_{4(g)}$ es 0,8 atm, determine el valor de la constante K_c.

ADMISIÓN UNI 2017 - I

A) $2,2\times10^{-3}$ B) $1,1\times10^{-2}$ C) $5,0\times10^{-2}$

D) $2,5\times10^{-1}$ E) $5,0\times10^{-1}$

Resolución: De la reacción en equilibrio:

$$\boxed{P_{Total} = P_{N_2O_4} + P_{NO_2}}$$

$$1 \text{ atm} = 0,8 \text{ atm} + P_{NO_2}$$

$$P_{NO_2} = 0,2 \text{ atm}$$

Entonces: $K_p = \frac{P^2_{NO_2}}{P_{N_2O_4}} = \frac{(0,2)^2}{0,8} = 0,05$

Calculando K_c : $\boxed{K_p = K_c(R.T)^{\Delta n}}$

$$0,05 = K_c.(0,082.273)^{2-1}$$

$$K_c = 2,2\times10^{-3}$$

∴ CLAVE: A

PROBLEMA 16 Se tiene el siguiente sistema en equilibrio a 727°C en un recipiente de 2L:

$$Kr_{(g)} + F_{2(g)} \rightleftarrows KrF_{4(g)}$$

Si inicialmente se introduce 0,4mol de Kr y 0,8mol de F_2. Hallar el valor de Kc y Kp para una conversión del 80% a 727°C.

A) 125 y $8{,}3\times10^{-2}$
B) 625 y $9{,}3\times10^{-2}$
C) $4{,}75$ y $9{,}5\times10^{-5}$
D) 625 y $9{,}5\times10^{-3}$
E) 500 y $9{,}6\times10^{-2}$

Resolución: Para la reacción reversible: Volumen = 2L

$$Kr_{(g)} + 2F_{2(g)} \rightleftarrows KrF_{(4g)}$$

	Kr	F_2	KrF_4
n_{INICIO}:	0,4	0,8	–
$n_{REACCIÓN}$:	x	2x	x
$n_{EQUILIBRIO}$:	0,4-x	0,8-2x	x

Para una conversión del 80% de Kr:

$$x = \frac{80}{100}\times 0{,}4 = 0{,}32$$

En equilibrio: $\underbrace{\underbrace{0{,}4-0{,}32}_{0{,}08}}_{n_{Kr}}$; $\underbrace{\underbrace{0{,}8-0{,}32\times2}_{0{,}16}}_{n_{F_2}}$; $\underbrace{0{,}32}_{n_{KrF_4}}$

Hallando Kc: $$Kc = \frac{[KrF_4]}{[Kr][F_2]^2} = \frac{\frac{0{,}32}{\not{2}}}{\frac{0{,}08}{\not{2}}\left(\frac{0{,}16}{2}\right)^2}$$

$$Kc = 625$$

Ahora calculando Kp:

$$Kp = Kc\,(RT)^{\Delta n}$$

Reemplazando: $$Kp = 625(0{,}082\times(727+273))^{[1-(2+1)]}$$

$$Kp = 9{,}3\times10^{-2}$$

∴ CLAVE: B

PROBLEMA 17 El ácido nítrico es un ácido muy fuerte que se utiliza en la producción de explosivos, obtenido mediante el proceso Otswald. Este proceso comprende dos reacciones consecutivas, donde la segunda reacción es:

$$3NO_{2(g)} + H_2O_{(\ell)} \rightleftarrows 2HNO_{3(ac)} + NO_{(g)}$$

A partir de ella se puede afirmar que: **ADMISIÓN UNMSM 2017 - II**

A) Su constante de equilibrio es $K_c = \dfrac{[HNO_3]^2[NO]}{[H_2O][NO_2]^3}$

B) Se favorece la reacción directa al disminuir la presión.

C) Su constante de equilibrio es $K_p = \dfrac{P_{NO_2}}{P_{NO}}$

D) Es una reacción en equilibrio heterogéneo.

E) El oxígeno se reduce y el nitrógeno se oxida.

Resolución: Analizando las alternativas:

A) FALSO En la expresión de la Keq no deben aparecer los líquidos puros como el $H_2O_{(\ell)}$

B) FALSO Al disminuir la presión, el equilibrio se desplaza al miembro de la reacción con mayor número de moles favoreciendose la reacción inversa.

C) FALSO Para la reacción en equilibrio tenemos:

$$K_p = \frac{P_{NO}}{P_{NO_2}^2}$$

D) FALSO El "N" se oxida y reduce a la vez

$$\underset{(+4)}{NO_{2(g)}} + H_2O_{(\ell)} \rightleftarrows \underset{(+5)}{HNO_{3(ac)}} + \underset{(+2)}{NO_{(g)}}$$

Oxida ($+4 \to +5$)

Reduce ($+4 \to +2$)

E) VERDADERO Las sustancias se encuentran en fases o estados físicos diferentes.

∴ CLAVE:E

PROBLEMA 18 Para la reacción exotérmica y homogénea en equilibrio:

$$H_2S + O_2 \rightleftharpoons SO_3 + H_2O$$

Qué factor incrementa el consumo de sulfuro de Hidrógeno?

A) Aumento de la temperatura
B) Disminución de la presión
C) Aumento del volumen
D) Incremento de comburente
E) Adición de un catalizador

Resolución:

A) Como la reacción es exotérmica el aumento de temperatura desplaza la reacción hacia la izquierda: ←

B) Al disminuir la presión se desplaza hacia donde hay mayor número de moles.

$$H_2S_{(g)} + 2O_{2(g)} \rightleftharpoons SO_{3(g)} + H_2O_{(g)}$$

Desplazamiento hacia la izquierda: ←

C) Un aumento de volumen se debe a la disminución de presión: ←

D) El incremento de comburente (O_2) favorece la reacción hacia la derecha: →

E) Un catalizador solo altera velocidad de reacción no el equilibrio.

∴ CLAVE: D

PROBLEMA 19 En la obtención del anhídrido sulfúrico:

$$SO_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons SO_{3(g)} + 45\ Kcal/mol$$

¿Cuáles serían las condiciones óptimas de presión y temperatura de la síntesis?

A) Aumento de presión y temperatura.
B) Disminución de presión y temperatura.
C) Aumento de la concentración de SO_2
D) Aumento de presión y disminución de temperatura.
E) Disminución de presión y aumento de temperatura.

Resolución:

Como la reacción es exotérmica ($\Delta H < 0$) un enfriamiento o disminución de temperatura, al igual que un aumento de reactantes y el retirado de productos favorece la reacción en sentido hacia la derecha, también se ve favorecido por un aumento de presión notándose por el menor número de moles del producto.

∴ CLAVE: D

PROBLEMA 20 Se tiene la siguiente reacción reversible en equilibrio

$$PCl_{3(g)} + Cl_{2(g)} \rightleftarrows PCl_{5(g)}$$

[ ] EQ: 0,2 M 0,1 M 0,4 M

En este momento se añaden 0,1 M de Cl_2, ¿Cuál es la nueva concentración en equilibrio de $PCl_{5(g)}$?

A) 1,34 M B) 0,2 M C) 0,45 M
D) 1,07 M E) 1,48 M

Resolución: Hallando Kc para la reacción en equilibrio:

$$Kc = \frac{[PCl_5]}{[PCl_3][Cl_2]}$$

Reemplazando: $$Kc = \frac{0,4}{(0,2)(0,1)} = 20$$

Para el nuevo sistema:

	$PCl_{3(g)}$	+ $Cl_{2(g)}$	$\rightleftarrows$ $PCl_{5(g)}$
n_{INICIO}:	0,2	0,1+0,1	0,4
$n_{REACCIÓN}$:	x	x	x
$n_{EQUILIBRIO}$:	0,2-x	0,2-x	0,4+x

Reemplazando en Kc: $$20 = \frac{0,4 + x}{(0,2 - x)(0,2 - x)}$$

$$20 = \frac{0,4 + x}{(0,2 - x)^2}$$

$$20(0,04 - 0,4x + x^2) = 0,4 + x$$

$$0,8 - 8x + 20x^2 = 0,4 + x$$

$$20x^2 - 9x + 0,4 = 0$$

Resolviendo: $x_1 = 0,4$ $\boxed{x_2 = 0,05}$ Se elige el valor acorde con la ecuación

Entonces en el equilibrio se tiene:

$$[PCl_5] = 0,4 + x$$

$$[PCl_5] = 0,4 + 0,5$$

$$[PCl_5] = 0,45\ M$$

∴ CLAVE: C

PROBLEMAS PROPUESTOS

1. Indicar verdadero o falso las siguientes proposiciones sobre la cinética de las reacciones:

I. La velocidad de reacción es mínima al inicio.
II. El Fe (polvo) se oxida rápidamente que el Fe (barra).
III. Un catalizador positivo aumenta la energía de activación de la reacción

A) VVV B) VFV C) FVF
D) VVF E) FVV

2. La siguiente reacción elemental se lleva acabo en un recipiente de 0,5 L en ella la velocidad de consumo de "A" es 12 moles por cada 2 segundos. ¿Cuál será la velocidad de formación de "D"?

$$3A_{(g)} + 4B_{(g)} \rightarrow C_{(g)} + 2D_{(g)}$$

A) 12 mol × L/S B) 6 mol × L/S
C) 16 mol × L/S
D) 9 mol × L/S E) 8 mol × L/S

3. Indicar aquellas proposiciones incorrectas:

I. Velocidad de reacción es la variación de la concentración molar de una sustancia con respecto al tiempo.
II. Para los reactantes la velocidad es negativa.
III. Para los productos la velocidad es positiva.
IV. El catalizador modifica la velocidad de reacción.

A) I y III B) Solo II C) II y IV
D) I y II E) III y IV

4. La velocidad de reacción está expresado por: $K(A)(B)^2$. Entonces la probable ecuación es:

A) $A + B \rightarrow C$ B) $2A + B \rightarrow C + D$
C) $C \rightarrow A + B$
D) $2C + A \rightarrow 2B$ E) $A + 2B \rightarrow C$

5. Sobre la cinética de una reacción:

I. La velocidad es máxima al inicio.
II. Una reacción bimolecular necesariamente es de segundo orden.
III. La combustión del carbón en trozos es más veloz que la combustión del carbón en polvo.
IV. Los catalizadores heterogéneos generalmente no reaccionan.

Es (son) correcta (s):

A) I y IV B) I y III C) Sólo I
D) II y IV E) I, III y IV

6. Si en la reacción que se efectúa en un recipiente de un litro 2 mol de amoniaco se consumen en 5 segundos ¿En que tiempo se producirá 12 mol de agua?

$$NH_{3(g)} + O_{2(g)} \rightarrow N_{2(g)} + H_2O_{(g)}$$

A) 2 s B) 5 s C) 10 s
D) 20 s E) 24 s

7. La siguiente reacción elemental se lleva a cabo en un recipiente de 500 mL en ella la velocidad de consumo de "B" es 12 moles por cada 3 segundos. ¿Cuál será la velocidad de formación de "C"?

$$2A_{(g)} + 4B_{(g)} \rightarrow C_{(g)} + 2D_{(g)}$$

A) 2 mol × L/S B) 6 mol × L/S
D) 4 mol × L/S
D) 9 mol × L/S E) 8 mol × L/S

8. Se tiene la siguiente reacción elemental:

$$A_{(g)} + 2B_{(g)} \rightarrow 2C_{(g)}$$

Calcular la velocidad de reacción, si la constante de velocidad es $5\times10^{-2}S^{-1}$ y las concentraciones de A y B son 0,2 mol/L y 4 mol/L respectivamente.

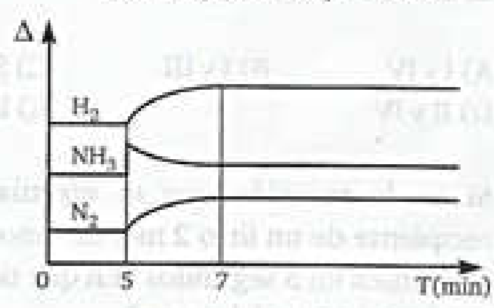
A) 0,16 B) 2×10^{-4} C) 0,32
D) 1,6 E) 16

9. En una determinada reacción: $A + B \rightarrow C$; es de orden cero en el reactivo A y de segundo orden en el reactivo B. Determinar en cuanto varía la velocidad de reacción al triplicar las concentraciones de A y B.

A) Aumenta en 8 B) Aumenta en 9
C) Aumenta en 4
D) Disminuye en 8 E) No varía

10. En la siguiente gráfica que explica el equilibrio del amoníaco a 350°C, lo incorrecto es:

$$N_2 + H_2 \rightleftarrows NH_3 + 92\,KJ$$



A) En el tiempo de 0 a 5 min el sistema está en equilibrio.
B) En el tiempo de 5 min se incrementa la cantidad de amoníaco.
C) El sistema se desplaza hacia la izquierda.
D) Se forma mayor cantidad de H_2 y N_2.
E) En el tiempo de 7 a ∞ min el sistema se encuentra en equilibrio y se tiene un nuevo Kc.

11. La siguiente reacción gaseosa: $A + B \rightarrow C$ es de orden cero. Si K = 0,2 mol/L.s a 25°C. ¿Qué tiempo se demora en consumirse el 20% del reactivo A si su concentración inicial es de 2,5 molar.

A) 1,5 s B) 5 s C) 2,5 s
D) 4 s E) 3,5

12. Se consumen 2 mol de NO en 5 segundos a 37°C. Hallar la velocidad de consumo del O_2 a 57°C.

$$NO_{(g)} + O_{2(g)} \rightarrow NO_{2(g)}$$

A) 1,5 m/s B) 0,1 m/s C) 0,2 m/s
D) 0,8 m/s E) 0,4 m/s

13. Se tiene la siguiente reacción elemental:

$$2A(g) \rightarrow B(g)$$

Si al inicio la concentración de A es de 4M, siendo la constante específica de velocidad de 0,125 $S^{-1}M^{-1}$. Señale cual es la concentración del reactante al cabo de 2 segundos.

A) 0,5 M B) 1,5 M C) 2,5 M
D) 4,0 M E) 1,0 M

14. Sea la reacción:

$$2X + Y \rightarrow 3Z$$

Cuya expresión de velocidad es:

$$V = K[X][Y]^2$$

¿Que alternativa representa el mayor aumento en la velocidad de reacción?

A) Duplicar [Z]
B) Triplicar [X]
C) Duplicar [Y]
D) Bajando la temperatura
E) Reduciendo [Y]

15. Para la siguiente reacción genérica no elemental se tiene los siguientes datos experimentales:

$$2A + 3B \rightarrow C + 2D$$

Hallar el orden de reacción.

Exp.	[A]	[B]	Velocidad
1	0,002M	0,004M	0,00500
2	0,003M	0,004M	0,00750
3	0,002M	0,002M	0,00125

A) 1 B) 2 C) 3
D) 4 E) 5

16. Sea la siguiente reacción elemental:

$$N_2O_{4(g)} \rightarrow NO_{2(g)}$$

La velocidad de reacción es $1,05 \times 10^{-1}$ M/s si la constante específica de velocidad es $K = 3,5 \times 10^{-2}S^{-1}$. ¿Cuál es la concentración del tetraóxido de dinitrógeno?

A) 0,03 B) 0,3 C) 3
D) 30 E) 10

17. Se tiene la siguiente reacción elemental:

$$A + B \rightarrow AB$$

Calcular la constante especifica de velocidad, si para las concentraciones de "A" y "B" de 0,02 M y 0,002 M respectivamente la velocidad de reacción es 8×10^{-6} M/s.

A) 0,2 B) 0,4 C) 0,16
D) 0,08 E) 0,02

18. Para la siguiente reacción gaseosa:

$$2A + B \rightarrow 3C$$

Se tienen los siguientes datos:

Exp.	[A]	[B]	Velocidad (M/min)
1	0,1	0,1	4×10^{-4}
2	0,3	0,1	$1,2\times10^{-3}$
3	0,3	0,3	$3,6\times10^{-3}$

Hallar la constante especifica de velocidad para la reacción a temperatura constante.

A) 0,1 B) 0,4 C) 0,04
D) 1,5 E) 2,2

19. Hallar la velocidad para la siguiente reacción elemental y homogénea:

$$M_{(g)} + 4N_{(g)} \rightarrow Z_{(g)} + P_{(g)} + Q_{(g)}$$

A) K[Z][P][Q]
B) K[M]
C) $K[M][N]^4$
D) K[M][4N]
E) $K[N]^4$

20. Si la velocidad de "A" es 3 mol.L/s. Hallar la velocidad de "B" según:

$$2A_{(g)} + 3B_{(g)} \rightarrow 4C_{(g)}$$

A) 2M/s B) 3M/s C) 9M/s
D) 4,5M/s E) 7,5 M/s

21. Respecto al equilibrio químico lo incorrecto es:

A) Representa a un sistema dinámico donde la composición total de la mezcla no cambia
B) La constante de equilibrio se obtiene a partir de la Ley de Acción de masas
C) La constante del equilibrio es alterada con la temperatura y presión
D) El equilibrio solo se produce en reacciones reversibles
E) Si Kc > 1 indica que el equilibrio se encuentra desfasado hacia la derecha

22. Para las siguientes reacciones :

$$A + B \rightleftharpoons C + D \qquad K_1 = 10$$

$$2E + F \rightleftharpoons C + D \qquad K_2 = 20$$

Calcular Kp para $A + B \rightleftharpoons 2E + F$. Si la reacción se efectúa a 127°C

A) 32,8 ATM B) 24,6 ATM C) 4,1 ATM
D) 16,4 ATM E) 8,2 ATM

23. En un recipiente de 400mL a 7°C se da el equilibrio: $N_2O_{4(g)} \rightleftharpoons NO_{2(g)}$. Si en el equilibrio hay 0,2 mol de N_2O_4 y 1,6 milimol NO_2. Hallar Kc.

A) 32×10^{-6} B) 642×10^{-6}
C) $3,2 \times 10^{-6}$
D) $0,32 \times 10^{-6}$ E) $1,8 \times 10^{-6}$

24. Para la siguiente reacción en equilibrio a 713°K. Kc=6,25.

$$Sb_2O_{3(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2Sb_{(s)} + 3H_2O_{(g)}$$

Hallar la constante de equilibrio a la misma temperatura para la siguiente reacción.

$$3/2H_2O_{(g)} + Sb_{(s)} \rightleftharpoons 1/2Sb_2O_{3(g)} + 3/2H_{2(g)}$$

A) 4 B) 0,4 C) 16
D) 0,04 E) 0,16

25. Para la siguiente reacción acuosa en equilibrio a 713°C. Kc = 6,25.

$$MnO_2 + HCl \rightarrow MnCl_2 + Cl_2 + H_2O$$

Hallar la constante de equilibrio a la misma temperatura para la siguiente reacción:

$$1/3MnCl_2 + 1/3Cl_2 + 2/3H_2O \leftrightarrow 1/3MnO_2 + 4/3HCl$$

A) 1,25 B) 0,54 C) 0,5
D) 0,04 E) 0,25

26. Se introduce 5mol-g de Pentacloruro de Antimonio dentro de un recipiente de 1L. Si se permite que alcance el equilibrio según la reacción mostrada con Kc=16. Hallar el porcentaje de disociación del $SbCl_5$

$$SbCl_{5(g)} \rightleftharpoons SbCl_{3(g)} + Cl_{2(g)}$$

A) 20% B) 40% C) 60%
D) 80% E) 90%

27. Se tiene la descomposición del amoniaco en equilibrio a 500K:

$$NH_{3(g)} \rightleftharpoons H_{2(g)} + N_{2(g)}$$

Si inicialmente se dispone de 8mol de amoniaco y en el equilibrio se tiene 6 mol de gas hidrogeno. Hallar Kc, si el recipiente es de 2L.

A) 2,25 B) 1,25 C) 11,2
D) 6,75 E) 4,25

28. Para el siguiente equilibrio a 300K se tiene que Kc es igual a 9:

$$H_{2(g)} + Br_{2(g)} \rightleftharpoons HBr_{(g)}$$

Se inicia con una mol de cada reactante. Hallar la molaridad del gas Hidrógeno en el equilibrio sabiendo que el volumen del recipiente es de 1L.

A) 0,2 B) 0,3 C) 0,4
D) 0,5 E) 0,6

29. En una cámara vacía de 10 litros, se hace reaccionar 0,5 moles de hidrógeno y 0,5 moles de yodo a 448°C.

$$H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightleftharpoons HI_{(g)}$$

Kc = 49 ¿Cuántos moles de I_2 quedan sin reaccionar?

A) 0,11 B) 1,0 C) 4,6
D) 0,3 E) 2,3

30. En un recipiente de 2 litros de capacidad se ingresa 1mol de H_2 y 1mol de I_2, alcanzando a 127°C el equilibrio siguiente.

$$H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightleftharpoons HI_{(g)}$$

Calcule la concentración del HI en el equilibrio, Kc = 36

A) 0,15 M B) 0,4 M C) 0,6 M
D) 0,3 M E) 0,75 M

31. Se introducen dentro de un recipiente de 2L; 14 mol de N_2 y 14 mol de H_2 respectivamente, si en el equilibrio la fracción molar de NH_3 es 0,4. Determinar Kc

$$N_2 + H_2 \rightleftharpoons NH_3$$

A) 3 B) 3,2 C) 3,4
D) 3,6 E) 3,8

32. Para la siguiente reacción en equilibrio si la presión total es 1,6 atm. Hallar Kp a 448°C.

$$H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightleftharpoons HI_{(g)}$$

ne.q.: 2 1 4

A) 4 B) 8 C) 12
D) 16 E) 20

33. A 27°C se coloca dentro de un recipiente de 4L, 4 mol-g de H_2S gaseosos si al llevarlo a 727°C este se disocia en 80% alcanzando el equilibrio. Hallar Kp para el sistema en equilibrio.

$$H_2S_{(g)} \rightleftharpoons H_{2(g)} + S_{2(g)}$$

A) 104,9 B) 123,1 C) 131,2
D) 121,3 E) 311,2

34. Calcular Kc para el siguiente sistema en equilibrio a 327°C: $N_2 + H_2 \rightleftharpoons NH_3$. La composición volumétrica es NH_3=60% y N_2=30% el resto es hidrógeno, siendo la presión total de 20 ATM

A) $7{,}26\times10^3$ B) 3575 C) $1{,}2\times10^4$
D) $3{,}40\times10^2$ E) 1225

35. Hallar el grado de disociación de 0,1 mol-g de PCl_5 contenidos en un recipiente de un litro. Si: Kp para este proceso a 127°C es de 0,82.

$$PCl_5 \rightleftharpoons PCl_3 + Cl_2$$

A) 50% B) 60% C) 40%
D) 30% E) 70%

36. Se introducen dentro de un recipiente de 2L; 14 mol de O_2 y 14 mol de H_2 respectivamente, si en el equilibrio la fracción molar del H_2O es 0,4. Determinar Kp a 47°C.

A) 3,15 B) $4{,}6\times10^{-3}$ C) $3{,}4\times10^{-3}$
D) $3{,}26\times10^{-2}$ E) 0,046

37. Se tiene el siguiente sistema en equilibrio a 1000K en un reactor de un litro:

$$CO_{2(g)} + calor \rightleftharpoons CO_{(g)} + O_{2(g)}$$

Se inicia con 10 mol de reactante y en el equilibrio este se ha disociado en 75%. Hallar Kp a dicha temperatura.

A) 1245 B) 2767,5 C) 2567,5
D) 2345,5 E) 33,75

38. Para la reacción reversible 212°C. Halle Kp

$$N_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2NO_{2(g)}$$

Si inicialmente se ingresa N_2 y O_2 con presiones parciales de 4 y 5atm respectivamente y se disocia el 80% de O_2.

A) 2 B) 4 C) 6
D) 8 E) 16

39. Considere la siguiente reacción reversible en equilibrio.

$$2M_{(g)} + N_{(g)} \rightleftharpoons Y_{(g)}$$

Siendo las presiones parciales 0,11atm de M, 0,4atm de N y 0,121atm de Y. ¿Cuál es el valor de la constante de equilibrio K_P?

A) 100 B) 150 C) 250
D) 50 E) 25

40. Se tiene el siguiente proceso endotérmico en equilibrio:

$$N_2H_{4(g)} \rightleftharpoons NH_{3(g)} + N_4H_{2(g)}$$

¿Cuantos de los siguientes factores favorecen la producción del amoniaco?.

I. Enfriamiento del sistema.
II. Disminución de la presión.
III. Extracción del amoniaco.
IV. Reducción del volumen.

A) I B) I y II C) II y IV
D) II y III E) III y IV

41. Se tienen el siguiente sistema en equilibrio.

$$2P_{(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2PH_{3(g)}$$

$\Delta H° = -82KJ/mol$

Indique la perturbación que incremente el rendimiento de la reacción.

A) Al calentar el sistema
B) Adición de fósforo sólido
C) Retirar PH_3
D) Adicción de un catalizador
E) Disminución de la presión

42. La constante de equilibrio a 25°C para la siguiente reacción es 9.

$$CO_{(g)} + H_2O_{(g)} \leftrightarrow CO_{2(g)} + H_{2(g)}$$

Si en un recipiente cerrado se introduce 2 mol de CO y 2 mol de vapor de agua y se deja establecer el equilibrio. ¿Cuántas moles de CO quedarán?

A) 1,5 B) 0,5 C) 2
D) 0 E) 0,75

43. Sobre el siguiente sistema en equilibrio. Indicar verdadero (V) o falso (F):

$$N_2F_{4(g)} + 38,5\ KJ \rightleftharpoons NF_{2(g)}$$

I. $Kc = \frac{[NF_2]}{[N_2F_4]}$

II. Si se enfría se produce más N_2F_4

III. El catalizador desplaza el equilibrio a la derecha.

IV. La constante es independiente de la temperatura y de la concentración de sólidos.

A) VVFV B) FVFV C) FVFF
D) VVVF E) VVVV

44. Cuál de las alternativas no favorece la formación de NaCl según la reacción: $\Delta H: -465,5$ KJ/mol

$$Na_2O_{(s)} + HCl_{(g)} \rightleftharpoons NaCl_{(s)} + H_2O_{(g)}$$

A) Aumento de la presión
B) Disminución del volumen
C) Disminución de la temperatura
D) Incremento del Na_2O
E) Disminución de la presión

45. Para el siguiente sistema en equilibrio a 727°C. Indicar la(s) proposición(es) correcta(s):

$$2SO_{3(g)} + Calor \rightleftharpoons 2SO_2 + O_2 \quad Kc = 1$$

I. Si se disminuye la presión el equilibrio se desplaza a la derecha

II. Kp y Kc aumentan con el incremento de la temperatura

III. Si partimos con 2 mol de SO_3 en el equilibrio se tendrá 3 mol de SO_2 y 1,5 mol de O_2

IV. La constante Kp es 82

A) I y II B) I, II, III C) I y III
D) I, II, IV E) I y IV

46. Indique la reacción mas rápida y la mas lenta en ese orden, según:

I. Reacción entre el magnesio y agua a 25°C.
II. Reacción entre el calcio y agua a 25°C.
III. Reacción entre el Hierro y agua a 25°C.

A) I y II B) I y III C) II y III
D) Sólo I E) Sólo III

47. La siguientes reacción sirve para obtener Eteno o Etileno (C_2H_4) utilizado para producir plásticos polietileno a partir del etano (C_2H_6). Si la reacción alcanza el equilibrio a 100°C. Indicar cuanto de Etileno adicional se produciría si al sistema se le inyecta 5mol-g de etano y el volumen del sistema es de 1 L.

$$C_2H_{6(g)} \rightleftharpoons C_2H_{4(g)} + H_{2(g)}$$

neq.: 1 4 4

A) 1,5 moL B) 3 moL C) 6 moL
D) 7,5 moL E) 9 moL

48. Según el principio de Le Chatelier cuál será el efecto de agregar N_2 gaseoso (gas inerte) sobre el sistema que contiene al Fosgeno "gas mostaza" en equilibrio.

$$COCl_{2(g)} \rightleftharpoons CO_{(g)} + Cl_{2(g)}$$

A) Se produce mas $COCl_2$
B) La presión parcial de los gases aumenta
C) El volumen del sistema tiene a disminuir
D) Se reduce la cantidad de productos
E) Se produce mas monóxido de carbono

49. En la siguiente reacción de equilibrio.

$$Fe^{3+}{}_{(ac)} + SCN_{(ac)} \rightleftharpoons [Fe(SCN)_6]^{3-}{}_{(ac)}$$

$\Delta H^o < 0$

La intensidad del color rojo:

A) Aumenta al calentar el sistema.
B) Disminuye al calentar el sistema.
C) Aumenta si se aumenta la presión.
D) Aumenta si se añaden limaduras de hierro.
E) Disminuye la presión

50. Para la siguiente reacción:

$$NH_4HS_{(s)} \rightleftharpoons NH_{3(g)} + H_2S_{(g)}$$

Al llegar al estado de equilibrio a 227°C, la presión total del sistema es de 12atm en un recipiente de 8,2L. Calcule Kc y la concentración del amoniaco en el equilibrio.

A) $2,14.10^{-2}$; 0,146 M
B) $3,16.10^{-2}$; 0,23 M
C) 8.10^{-4} ; 0,62 M
D) $4,23.10^{-3}$; 0,1 M
E) $1,24.10^{-3}$; 0,146 M



Ácidos y Bases

OBJETIVOS

- Conocer las propiedades generales de los ácidos y bases.
- Describir de forma correcta el comportamiento de los ácidos y bases de acuerdo a las teorías ácido base.
- Desarrollar el cálculo de las constantes de ionización (Ka, Kb), para soluciones de ácidos y bases débiles.
- Determinar la fuerza relativa de los ácidos y bases.
- Medir el pH y pOH de las soluciones de ácidos y bases.

SVANTE AUGUST ARRHENIUS (1859 – 1927), químico sueco que ayudó a fijar las bases de la química moderna. Nació cerca de Uppsala, estudió en la Universidad de Uppsala y se doctoró el año 1884. Mientras todavía era un estudiante, investigó las propiedades conductoras de las disoluciones electrolíticas (que conducen carga). En su tesis doctoral formuló la teoría de la disociación electrolítica. Esta teoría mantiene que en las disoluciones electrolíticas, los compuestos químicos disueltos, se disocian en iones. Arrhenius también sostuvo que el grado de disociación aumenta con el grado de dilución de la disolución, una hipótesis que posteriormente resultó ser cierta sólo para los electrolitos débiles. Inicialmente se creyó que esta teoría era errónea y le aprobaron la tesis con la mínima calificación posible.



Sin embargo, más tarde, la teoría de la disociación electrolítica de Arrhenius fue generalmente aceptada y finalmente se convirtió en una de las piedras angulares de la química física y la electroquímica modernas.

En 1889, Arrhenius también observó que la velocidad de las reacciones químicas aumenta notablemente con la temperatura, en una relación proporcional a la concentración de moléculas activadas. Arrhenius fue catedrático de Química de la Universidad de Estocolmo en 1895 y director del Instituto Nobel de Química y Física en 1905. Sus galardones y premios incluyen el Premio Nobel de Química en 1903. Escribió obras sobre química física y biológica, electroquímica y astronomía. En este último campo destacó por su idea de que la vida en la Tierra se originó por esporas vivas trasladadas a través del espacio por la presión de la luz.

ÁCIDOS Y BASES

INTRODUCCIÓN

En el capítulo 7 se desarrolló el tema de: "formulación y nomenclatura de compuestos químicos inorgánicos", se observó que los compuestos químicos se pueden agrupar en pocas funciones, entre ellas: los óxidos, los hidruros, los hidróxidos, los ácidos, las sales, cada grupo de compuestos presenta características y propiedades distintas así como su propio procedimiento de formulación y nomenclatura, esto produce cierto malestar en los estudiantes ya que existe un gran número de compuestos que conocer. En el presente capítulo, se pretende reducir dicha variedad de compuestos a solo dos tipos: los ácidos y las bases, donde cada grupo presenta un comportamiento químico distinto pero que al final se interrelacionan, esto facilita la comprensión de la naturaleza química de los compuestos, de allí la importancia de este capítulo a nivel de la química general y a nivel doméstico ya que se conocen a muchos materiales de naturaleza ácida como: los cítricos (limón, naranja), vinagre, bebidas gaseosas y básica como la lejía, jabones, té.

CONCEPTO

Los ácidos y las bases son sustancias químicas con propiedades opuestas pero que se interrelacionan dicha naturaleza o comportamiento se neutralizan al entra en contacto produciéndose por lo general otra sustancia de naturaleza neutra.

A continuación se indican algunas características generales de los ácidos y las bases, pero se debe tener en cuenta que muchas de estas propiedades no son tan sencillas de medir.

ÁCIDOS

- Para aquellos que se pueden degustar presentan sabor agrio por ejemplo el jugo de limón que contiene ácido cítrico o las bebidas gasificadas que poseen el dióxido de carbono, al tacto o visualmente presentan aspecto oleoso (aceitoso).
- Atacan a los metales activos (Zn, Fe, Al, etc.) provocando su oxidación y como resultado se desprende gas hidrógeno (H_2), por ejemplo si empleamos al ácido clorhídrico (HCl):

$$Zn_{(s)} + 2\,HCl_{(ac)} \longrightarrow ZnCl_{2(ac)} + H_{2(g)}$$

$$Al_{(s)} + 2\,HCl_{(ac)} \longrightarrow AlCl_{3(ac)} + H_{2(g)}$$

- Descomponen a los carbonatos y bicarbonatos liberándose gas dióxido de carbono (CO_2):

$$CaCO_{3(s)} + 2HCl_{(ac)} \longrightarrow CaCl_{2(ac)} + H_2O_{(\ell)} + CO_{2(g)}$$

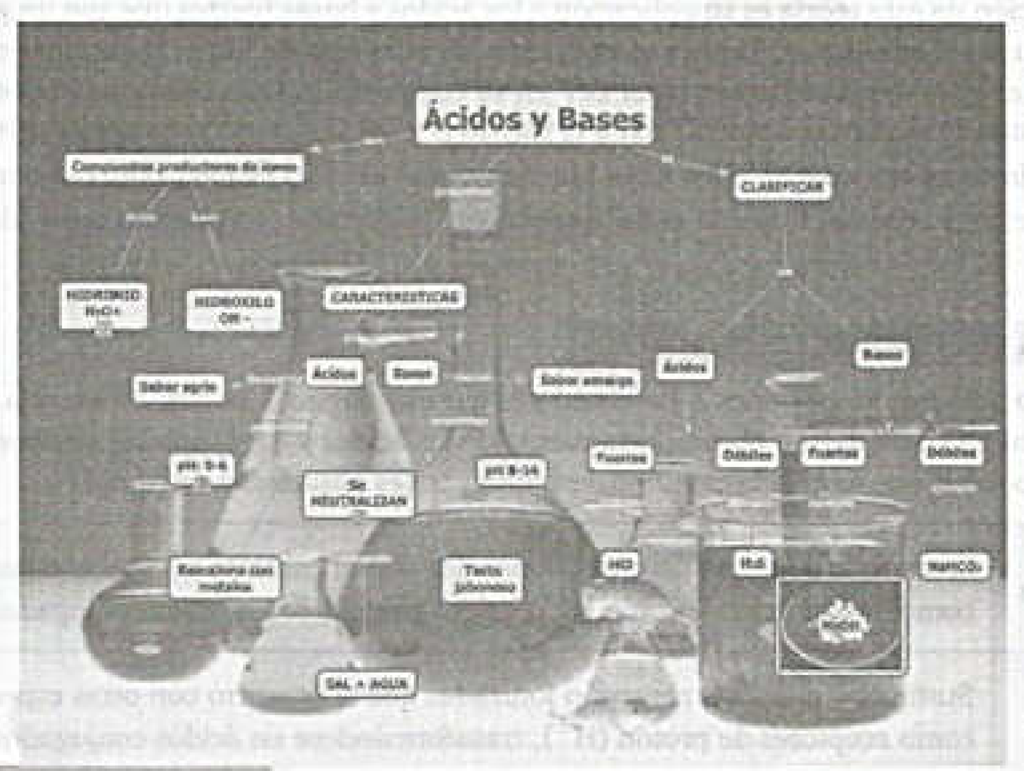
- Neutralizan los hidróxidos generando como productos una sal y moléculas de agua generalmente:

$$NaOH_{(ac)} + HCl_{(ac)} \longrightarrow NaCl_{(ac)} + H_2O_{(\ell)}$$

- Muchas soluciones acuosas conducen la electricidad, se consideran electrolitos.
- Cambian de color a los tintes naturales conocidos comúnmente como indicadores ácido base.
- Cambian el color azul del papel de tornasol a color rojo.
- Decoloran a la fenolftaleína.

BASES

- Las bases que se pueden degustar poseen sabor amargo, es el caso de las infusiones del té y el café, al tacto son resbalosos como el jabón, además posee olor cáustico como la lejía.
- Al igual que los ácidos muchas soluciones conducen la electricidad por lo que también se les considera electrolitos.
- Neutralizan a los ácidos, por esa razón se les conoce comúnmente como antiácidos, la reacción genera como productos una sal y moléculas de agua.
- Cambian de color a los indicadores ácidos base, pero de forma opuesta a los ácidos.
- Cambiar el color rojo del papel de tornasol a color azul.
- La fenolftaleína adquiere el color rojo grosella (fucsia).



TEORÍAS ÁCIDOS – BASE

Se conoce la existencia de un número bastante grande de ácidos y bases algunos de estos presentan propiedades extremas mientras que el resto muestra dicho comportamiento de manera bastante débil, para su mejor estudio se emplean las teorías ácido base las cuales definen dichos comportamientos según:

A. TEORÍA DE ARRHENIUS

Propuesta por el químico sueco Svante Arrhenius, esta teoría define el comportamiento ácido base teniendo en cuenta la disociación de estas sustancias en sus soluciones acuosas, es decir evalúa el comportamiento ácido base usando como disolvente el **agua**, se cumple:

Ácidos	Sustancias químicas que en solución acuosa liberan iones hidrógeno (H^+)
Bases	Sustancias químicas que en solución acuosa liberan iones hidróxido (OH^-)

Tenemos los casos:

Ácido
$$HCl_{(ac)} \longrightarrow Cl^{-1}_{(ac)} + H^{+1}$$ Ácido Monoprótico (1 ión H^+ liberado)
$$H_2SO_{4(ac)} \longrightarrow SO^{-2}_{4(ac)} + 2H^{+1}$$ Ácido Diprótico (2 iones H^+ liberados)

Base
$$NaOH_{(ac)} \longrightarrow Na^{+1}_{(ac)} + OH^{-1}$$ Base Monohidroxilada (1 ión OH^- liberado)
$$Mg(OH)_{2(ac)} \longrightarrow Mg^{+2}_{(ac)} + 2OH^{-1}$$ Base Dihidroxilada (2 iones OH^- liberados)

Es evidente que los ácidos poseen en su estructura átomos de hidrógeno, mientras que las bases poseen en su estructura iones hidróxido, por esta razón en esta teoría las únicas bases posibles son los hidróxidos.

La limitación de esta teoría es su aplicación a los ácidos y bases fuertes que son un grupo reducido de compuestos, además no explica la aparición de otro tipo de iones al emplear otro disolvente diferente al agua, las bases deben tener OH^- en su composición (esta teoría no puede explicar el carácter básico de sustancia como el NH_3 o el Na_2CO_3) y los ácidos deben tener H en su molécula y al disociarse en agua dar H^+ (los iones hidrógeno, debido a su pequeñísimo radio no existen libres en disoluciones acuosas, sino que están fuertemente hidratados, originando iones hidronio, H_3O^+).

B. TEORÍA DE BRÖNSTED Y LOWRY

Propuesta por el químico danés J. Brönsted y el químico ingles T. Lowry, esta teoría esta orientada principalmente para definir el comportamiento de los ácidos y bases débiles inmersos en cualquier solvente polar lo que amplia la cantidad de ácidos y bases estudiadas, se cumple:

Ácidos	Sustancias químicas neutras o ionizadas que al contacto con otras especies actúan como donadores de protón (H^+), transformándose en bases conjugadas.
Bases	Sustancias químicas neutras o ionizadas que al contacto con otras especies actúan como aceptores de protón (H^+), transformándose en ácidos conjugados.

Por lo tanto es de esperarse que en una reacción ácido base de acuerdo con esta teoría se produzca una transferencia de protones, a esta reacción se denomina "protólisis" y es justamente mediante esta reacción por la cual se identifica si una sustancia es ácido o base:

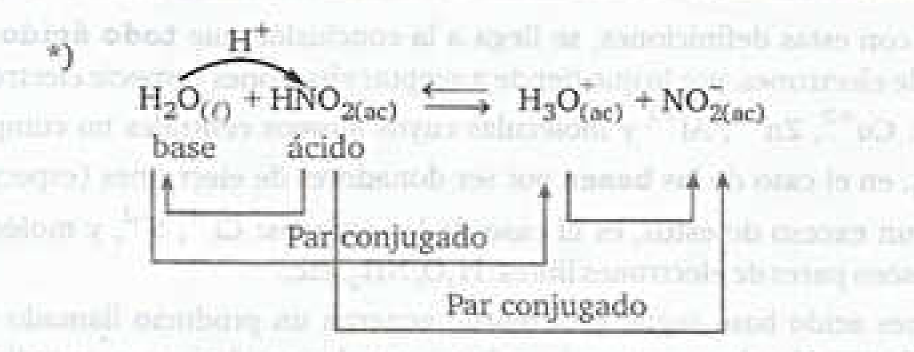
Para las reacciones ácido base:

*)
$$\underset{\text{ácido}}{H_2O_{(ac)}} + \underset{\text{base}}{CO^{2-}_{3\,(ac)}} \rightleftarrows OH^-_{(ac)} + HCO^-_{3(ac)}$$

(H^+ transferido del H_2O al CO_3^{2-})

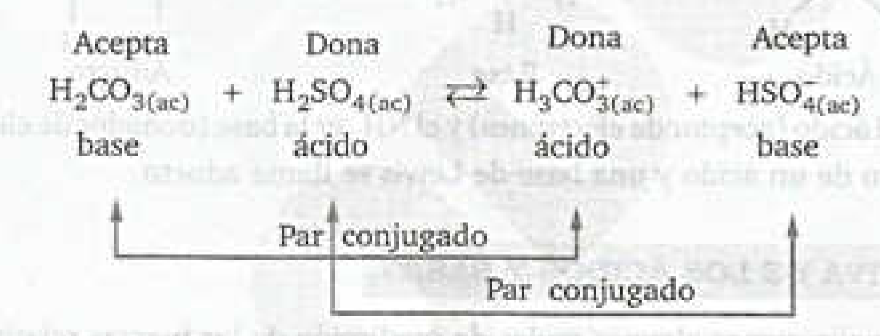
Par conjugado: H_2O / OH^-
Par conjugado: CO_3^{2-} / HCO_3^-

Son ácidos (donadores de protones) $H_2O_{(ac)}$ y $HCO^-_{3(ac)}$, mientras que las bases (aceptores de protones) son: $OH^-_{(ac)}$ y $CO^{2-}_{3(ac)}$, además se consideran pares conjugados ácido base o base ácido a: H_2O / OH^- y CO_3^{2-} / HCO_3^-



Son ácidos (donadores de protones): HNO_2 y H_3O^+, mientras que las bases (aceptores de protones) son: H_2O y NO_2^-, además los pares conjugados ácido base o base ácido a: H_2O / H_3O^+ y HNO_2 / NO_2^-

Se nota en los ejemplos anteriores que el H_2O se comporta tanto como ácido y como base, a este tipo de sustancia se llama anfiprótico o anfótero.



En general:

ácido fuerte, tiene una base conjugada débil.

base fuerte, tiene un ácido conjugado débil.

ácido débil, tiene una base conjugada fuerte.

base débil, tiene un ácido conjugado fuerte.



C. TEORÍA DE LEWIS

Propuesta por el químico norteamericano G. N. Lewis, introdujo un concepto todavía más general de ácidos y bases, describiendo el modo en la que una sustancia con un par o pares de electrones no compartidos para formar enlace covalente toma parte de una reacción ácido – base mediante el mecanismo de covalencia coordinada.

Ácidos	Sustancias químicas neutras o ionizadas aceptores de pares electrónicos en la formación de un enlace dativo.
Bases	Sustancias químicas neutras o ionizadas donadores de pares electrónicos en la formación de un enlace dativo.

De acuerdo con estas definiciones, se llega a la conclusión que **todo ácido** es una especie con deficiencia de electrones, por lo que tiende a aceptar electrones (especie electrofílica), es el caso de los cationes: Cu^{+2}, Zn^{+2}, Al^{+3} y moléculas cuyos átomos centrales no cumplen el octeto: BH_3, $AlCl_3$, $BeCl_2$. en el caso de las **bases** por ser donadores de electrones (especie nucleofílica), deben poseer un exceso de estos, es el caso de los aniones: Cl^{-1}, S^{-2}, y moléculas cuyos átomos centrales poseen pares de electrones libres: H_2O, NH_3, etc.

Las reacciones ácido base según esta teoría, generan un producto llamado "aducto", donde se observa la formación de uno o más enlaces covalentes dativos o coordinados, por ejemplo consideremos la reacción entre el borano (BH_3) y el amoníaco (NH_3):

$$BH_3 + NH_3 \longrightarrow H_3BNH_3$$

Qué en términos de estructuras lewis seria:

Ácido + Base ⟶ Aducto

El BH_3 es el ácido (aceptor de electrones) y el NH_3 es la base (donador de electrones).

Al producto de un ácido y una base de Lewis se llama aducto.

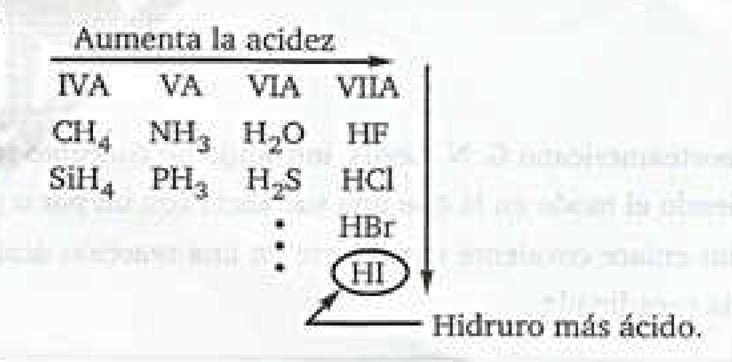
FUERZA RELATIVA DE LOS ÁCIDOS Y BASES

En esta parte analizaremos algunas reglas de predicción de las fuerzas relativas de los ácidos y bases lo cual tiene que ver con su grado de disociación o la facilidad para liberar o incrementar la concentración de H^+ o OH^- en la solución.

CRITERIOS SOBRE FUERZA DE ACIDEZ

La fuerza de los ácidos es un indicador de la capacidad para liberar iones hidrógeno, es decir, según su disociación

I. PARA HIDRUROS



II. PARA OXÁCIDOS

1. De un mismo elemento: La acidez aumenta a mayor número de oxidación del átomo central.

$$\overset{(2+)}{H_2SO_2} < \overset{(4+)}{H_2SO_3} < \overset{(6+)}{H_2SO_4}$$

Aumenta la acidez ⟶

2. Isomorfos de un mismo grupo: La acidez aumenta a medida que aumenta la electronegatividad del átomo central.

Aumenta la E.N. del átomo central (↑)	VIA	Aumenta la acidez (↑)
	H_2SO_4	
	H_2SeO_4	
	H_2TeO_4	

3. Oxácidos de diferentes grupos: Por lo general a mayor número de átomos de oxígeno no hidrogenados, mayor acidez.

$$H_3PO_4 < H_2SO_4 < HClO_4$$

Aumenta la acidez →

Fuerzas relativas de pares ácido – base conjugados.

	Ácido, HA		Base, A^-		
Acido más fuerte	$HClO_4$ HCl H_2SO_4 HNO_3	**Ácidos fuertes** Disociados 100% en disolución acuosa	ClO_4^- Cl^- HSO_4^- NO_3^-	**Bases muy débiles** Tendencia despreciable a aceptar protones en disolución acuosa	Base más débil
	H_3O^+		H_2O		
	HSO_4^- H_3PO_4 HNO_2 HF CH_3COOH H_2CO_3 H_2S NH_4^+ HCN HCO_3^-	**Ácidos débiles** Existen en disolución como mezcla de HA, A^- y H_3O^+	SO_4^{2-} $H_2PO_4^-$ NO_2^- F^- CH_3COO^- HCO_3^- HS^- NH_3 CN^- CO_3^{2-}	**Bases débiles** Tendencia moderada a aceptar protones en disolución acuosa	
	H_2O		OH^-		
Ácido más débil	NH_3 OH^- H_2	**Ácidos muy débiles** Tendencia despreciable a disociarse	NH_2^- O^{2-} H^-	**Bases fuertes** 100% protonadas en disolución acuosa	Base más fuerte

EQUILIBRIO IÓNICO

Los ácidos y bases que se consideran débiles, se disocian parcialmente produciendo reacciones reversibles que pueden alcanzar el equilibrio iónico, estos equilibrios iónicos se caracterizan empleando las constantes de ionización: "Ka" y "Kb" que se conocen como constanre de acidez y constante de basicidad que expresan los equilibrios de ácidos débiles y bases débiles respectivamente.

K_i: Cte. iónica — Ácidos → K_a; Bases → K_b

Por ejemplo consideremos las soluciones acuosas del ácido acético CH_3COOH que es un ácido débil y de amoniaco NH_3 que es una base débil:

$$CH_3COOH_{(ac)} + H_2O_{(\ell)} \rightleftarrows CH_3COO^-_{(ac)} + H_3O^+_{(ac)}$$

$$K_a = \frac{[CH_3COO^-] \cdot [H_3O^+]}{[CH_3COOH]}$$

La especie H_3O^+ es el ión hidronio o protón hidratado, el cual es equivalente al ión hidrógeno (H^+).

$$NH_{3(ac)} + H_2O_{(\ell)} \rightleftarrows NH^+_{4(ac)} + OH^-_{(ac)}$$

$$K_b = \frac{[NH_4^+] \cdot [OH^-]}{[NH_3]}$$

Como en estos equilibrios los ácidos y bases débiles se disocian en pequeñísimas proporciones, su concentración permanece casi constante, además las concentraciones de los productos de su disociación son iguales:

$$[CH_3COO^-] = [H_3O^+]$$

$$[NH_4^+] = [OH^-]$$

En los ejercicios por lo general se pide determinar las concentraciones de los iones hidronio (H_3O^+) y de los iones hidroxilo (OH^-), lo cual de forma directa se calcula según:

$$[H_3O^+] = \sqrt{C_o \cdot Ka}$$

$$[OH^-] = \sqrt{C_o \cdot Kb}$$

Donde: "Co" es la concentración inicial del ácido o de la base débil.

Otros parámetros que son necesarios de conocer son el grado de ionización (α) y el porcentaje de ionización ($\%\alpha$), los cuales nos indican la parte del ácido o base débil que se ha disociado:

$$\%\alpha = \frac{n_i}{n_o} \cdot 100\%$$

n_i: moles ionizadas
n_o: moles iniciales

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_i}{C_o}}$$

$$\%\alpha = \sqrt{\frac{K_i}{C_o}} \cdot 100$$

Donde: "K_i", es la constante de ionización, el cual puede ser K_a o K_b, dependiendo de si la solución corresponde a un ácido o base débil respectivamente.

Se cumple: T = 25 °C $K_a \cdot K_b = 10^{-14}$

Fuerza Ácida: Capacidad de una sustancia de formar iones H^+.

A mayor constante de acidez (K_a), mayor fuerza ácida, es decir, el ácido libera su protón (H^+) con más facilidad y de ese modo puede generar una mayor cantidad de iones H^+.

K_a ⟷ (Relación Directa) Fuerza Ácida

Fuerza Básica: Capacidad de una sustancia de formar iones OH^-.

A mayor constante de basicidad (K_b), mayor fuerza básica, es decir, la base acepta más fácil el protón (H^+).

K_b ⟷ (Relación Directa) Fuerza Básica

AUTOIONIZACIÓN DEL AGUA

De acuerdo con la teoría ácido base de Brönsted y Lowry sabemos que el agua es una especie anfiprótica (anfótera) ya que se comporta tanto como ácido y como base, se disocia débilmente según:

$$H_2O_{(\ell)} + H_2O_{(\ell)} + \text{calor} \rightleftharpoons H_3O^+_{(ac)} + OH^-_{(ac)}$$

Producto iónico del Agua

$$2H_2O_{(\ell)} + \text{calor} \rightleftharpoons H_3O^+_{(ac)} + OH^-_{(ac)}$$

$$K_i = \frac{[H_3O^+][OH^-]}{[H_2O]^2}$$

$$\underbrace{K_i[H_2O]^2}_{K_w} = [H_3O^+][OH^-]$$

$$K_w = [H_3O^+][OH^-]$$

Este equilibrio se caracteriza en término de la constante "Kw", al cual se denomina constante del producto iónico del agua:

$$Kw = \left[H^+\right]\cdot\left[OH^-\right] = \underbrace{\left[H_3O^+\right]\cdot\left[OH^-\right]}_{\text{Producto iónico}}$$

Constante iónica del agua (Kw)

Este proceso de autoionización del agua es endotérmico por lo que se favorece al aumentar la temperatura, pero a condiciones ambientales (25ºC) se tiene:

$$Kw = 1 \cdot 10^{-14}$$

Además en el equilibrio (Agua pura), se cumple:

$$\left[H_3O^+\right] = \left[OH^-\right] \longrightarrow \text{Neutra}$$

Por lo tanto reemplazando en la constante "Kw", se tiene:

T = 25 °C $\quad \left[H_3O^+\right] = \left[OH^-\right] = 1\cdot10^{-7}\,M$



El valor de Kw depende de la temperatura.

T	K_w
0 °C	$1,13\cdot10^{-15}$
25 °C	$1,0\cdot10^{-14}$
37 °C	$2,38\cdot10^{-14}$
60 °C	$9,61\cdot10^{-14}$

Bajo estas condiciones se dice que el agua es una especie neutra, pero al agregársele un ácido o una base las concentraciones de estos iones se modifican, esto según los tipos de iones que aportan dichos solutos:

Solución ácida: $\left[H_3O^+\right] > \left[OH^-\right]$

Solución básica: $\left[H_3O^+\right] < \left[OH^-\right]$

POTENCIAL DE HIDRÓGENO

El pH es una unidad de medida sirve para establecer el nivel de acidez o alcalinidad de una sustancia.

Se expresa con el logaritmo negativo en base 10 de la concentración de iones hidrógeno, su fórmula se escribe de la siguiente manera:

$$pH = -\log[H^+] = -\log[H_3O^+] \longrightarrow [H^+] = 10^{-pH}$$

En forma similar se establece el potencial de iones hidróxido (pOH), que se define así:

$$pOH = -\log[OH^-] \longrightarrow [OH^+] = 10^{-pOH}$$

Además estos potenciales se relacionan a 25°C, según:

$$pH + pOH = 14$$

Analizando valores en soluciones acuosas a 25 °C

1° Se cumple: $[H^+][OH^-] = 10^{-14}$

$pH + pOH = 14$

2° En solución neutra: $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$ M

$\Rightarrow pH = pOH = 7$

3° En solución ácida: $[H^+] > [OH^-]$

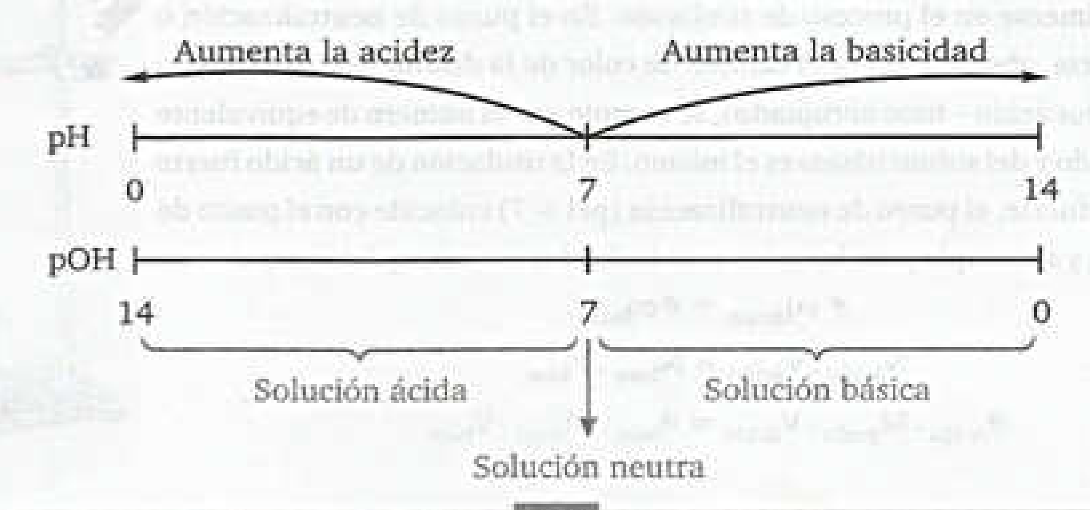
$[H^+] > 10^{-7} \Rightarrow pH < 7$

4° En solución básica: $[H^+] < [OH^-]$

$[H^+] < 10^{-7}$ M $\Rightarrow pH > 7$

ESCALA DE pH Y pOH

Para soluciones diluidas de ácidos y bases cuya molaridad es menor a la unida a 25°C, se tiene:



Se observa que mientras mas pequeño sea el pH de una solución esta es más ácida, de igual manera una solución será más básica mientras más pequeño sea su pOH.

A continuación se indican las medidas del pH del algunas muestras comunes:

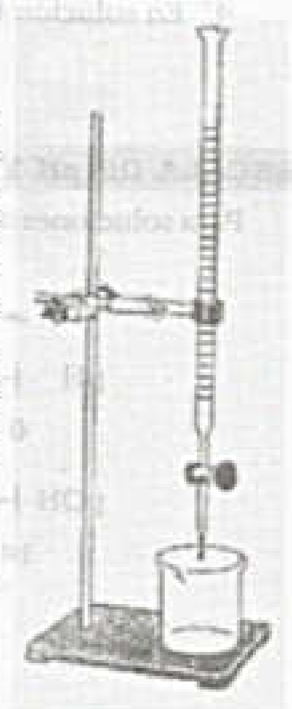
Sustancias	pH	
Ácido clorhídrico	0.0	Ácido
Jugos gástricos	1.0	
Jugo de limón	2.3	
Vinagre	2.9	
Vino	3.5	
Jugo de tomate	4.1	
Café	5.0	
Lluvia ácida	5.6	
Orina	6.0	
Agua de lluvia	6.5	
Leche	6.6	Neutro
Agua destilada	7.0	
Sangre	7.4	
Levadura	8.4	
Disolución de bórax	9.2	
Pasta de dientes	9.9	
Leche de magnesia	10.5	
Agua de cal	11.0	
Amoníaco doméstico	11.9	
Hidróxido de sodio (NaOH)	14.0	Básico

Escala de pH: soluciones comunes

El pH de una disolución es una medida de la concentración de iones hidrógeno. Una pequeña variación en el pH significa un importante cambio en la concentración de los iones hidrógeno. Por ejemplo, la concentración de iones hidrógeno en los jugos gástricos (pH = 1) es casi un millón de veces mayor que la del agua pura (pH = 7).

NEUTRALIZACIÓN

Es el proceso mediante el cual una solución ácida o básica, de volumen conocido pero de concentración desconocida, se neutraliza con una base o ácido, respectivamente, de concentración conocida, donde el volumen se determina experimentalmente en el proceso de titulación. En el punto de neutralización o de equivalencia, observable por el cambio de color de la disolución (se hace uso de un indicador ácido – base apropiado), se cumple que el número de equivalente del soluto ácido y del soluto básico es el mismo. En la titulación de un ácido fuerte con una base fuerte, el punto de neutralización (pH = 7) coincide con el punto de equivalencia, y se cumple para los solutos en la disolución ácida y básica que:



$$\#\,eq_{ácido} = \#eq_{base}$$

$$N_{ácido} \cdot V_{ácido} = N_{base} \cdot V_{base}$$

$$\theta_{ácido} \cdot M_{ácido} \cdot V_{ácido} = \theta_{base} \cdot M_{base} \cdot V_{base}$$

EJERCICIOS DE APLICACIÓN



1. Respecto a los ácidos, identifique las afirmaciones correctas:
   I. Son sustancias que se caracterizan por poseer un sabor agrio.
   II. Atacan a los metales activos liberando gas hidrógeno.
   III. Cambian de color a azul el papel de tornasol rojo.

Rpta.: ....

2. Identifique la alternativa que no contiene una muestra de carácter ácido:
   I) Vinagre II) Yogurt III) Gaseosa
   IV) Cerveza V) Mate de Coca

Rpta.: ....

3. La infusión de té y café se caracterizan por presentar un sabor amargo típico, además al dejarlo por un largo tiempo se les nota un olor cáustico, estas indicios son comunes de:

Rpta.: ....

4. "Los ácidos son sustancias que al disolverse en agua incrementan su contenido de iones hidrógeno". Esto corresponde a la definición de ácido según la teoría de:

Rpta.: ....

5. Identifique la alternativa que no es una base según la teoría de Arrhenius:
   I) NaOH II) RbOH III) $Ca(OH)_2$
   IV) KOH V) CH_3NH_2

Rpta.: ....

6. En relación a la teoría de Brönsted y Lowry, indique las afirmaciones correctas:
   I. Las bases según esta teoría actúan como aceptores de protones.
   II. Explica la existencia de las especies anfóteras.
   III. En las reacciones ácido base se producen transferencia de iones hidroxilo (OH^-).

Rpta.: ....

7. Identifique a las especies ácidas en el siguiente proceso:

$$HCO_3^- + NH_3 \rightleftarrows CO_3^{2-} + NH_4^+$$

Rpta.: ....

8. Identifique un par conjugado del siguiente proceso:

$$HNO_2 + HCl \rightleftarrows H_2NO_2^+ + Cl^-$$

Rpta.: ....

9. Identifique la alternativa que contiene a la solución más ácida:
   I) pH=5 II) pH=3 III) pH=10
   IV) pOH=13,5 V) pOH=1

Rpta.: ....

10. Se tiene una muestra donde la concentración de los iones hidrógeno es 0,001 molar. Halle el pOH de dicha muestra.

Rpta.: ....

PROBLEMAS RESUELTOS

PROBLEMA 1 Respecto a las propiedades de los ácidos y bases, indicar verdadero (V) o falso (F):

I. Las bases poseen sabor agrio, es el caso de las bebidas gasificadas.

II. La infusión de coca mas conocido como el "mate de coca" posee al gusto sabor amargo, esto indica que contiene sustancias básicas.

III. El vinagre es un ejemplo de muestra ácida.

A) FVF B) VVV C) FVV
D) FFV E) VFF

Resolución: De acuerdo con las afirmaciones del problema, tenemos:

I. FALSO : Las bebidas gasificadas contienen gas CO_2 disuelto, el cual reacciona con el agua para formar ácido carbónico (H_2CO_3) de allí el sabor agrio (ácido) de las gaseosas.

II. VERDADERO : Al consumir mate de coca o de forma similar infusión de té o café, se siente el sabor amargo característico de las bases, en estos casos de la cafeína.

III. VERDADERO : El vinagre es una solución acuosa de ácido acético (CH_3COOH), que por su sabor agrio se emplea como saborizante de ensaladas y aderezos.

∴ CLAVE: C

PROBLEMA 2 No es una característica de los ácidos:

I. Ataca a los metales activos, formando sales y se libera gas hidrógeno.

II. Presenta sabor amargo característico.

III. Se le conoce comúnmente como antiácidos.

A) Sólo I B) I y II C) Sólo II
D) II y III E) Sólo III

Resolución: I. CORRECTO : Los ácidos son sustancias corrosivas atacan a los metales provocando su oxidación, pero no a todos los metales solo a aquellos que se consideran activos como el cobre, hierro, zinc, aluminio, etc. se libera gas hidrógeno en dicha reacción. Por ejemplo el ácido sulfúrico ataca al aluminio según:

$$Al + H_2SO_4 \longrightarrow Al_2(SO_4)_3 + H_{2(g)}$$

II. INCORRECTO: Los ácidos poseen sabor agrio, como el jugo de limón, vinagre, etc. pero debemos tener presenta que no todo ácido se puede degustar.

III. INCORRECTO: Se denomina antiácidos a las sustancias de propiedades opuestas a los ácidos, es decir a las bases.

Luego de acuerdo con el problema, no son características de los ácidos las afirmaciones II y III.

∴ CLAVE: D

PROBLEMA 3 Sobre las siguientes afirmaciones, indicar verdadero (V) o falso (F):

I. De acuerdo con la teoría de Arrhenius, el siguiente compuesto: $Ba(OH)_2$ es un ácido ya que en agua se disocia según:

$$Ba(OH)_{2(ac)} \longrightarrow Ba^{+2}_{(ac)} + 2OH^{-1}_{(ac)}$$

II. Los ácidos según la teoría de Arrhenius, son sustancias que al disolverse en agua liberan iones hidrógeno.

III. Todo ácido al reaccionar con una base se neutraliza.

A) VVV B) FVV C) VFV
D) FVF E) FFV

Resolución: De acuerdo con las afirmaciones del problema, tenemos:

I. FALSO : La reacción que experimenta el hidróxido de bario $Ba(OH)_2$ al disolverse en agua es:

$$Ba(OH)_{2(ac)} \longrightarrow Ba^{+2}_{(ac)} + 2OH^{-1}_{(ac)}$$

Libera iones hidroxilo (OH^-), por lo que de acuerdo con la teoría de Arrhenius es una base.

II. VERDADERO : Los ácidos de acuerdo con la teoría de Arrhenius al disolverse en agua liberan iones hidrógeno (H^+).

III. VERDADERO : Los ácidos y bases presentan propiedades químicas opuestas por lo que al contacto se neutralizan, producto de esto se obtiene una sal y moléculas de agua.

∴ CLAVE: B

PROBLEMA 4 En relación a la teoría ácido base de Arrhenius, indicar lo correcto:

I. Esta teoría define el comportamiento ácido base solo para soluciones acuosas.
II. Fundamentalmente esta teoría esta orientada para explicar el comportamiento de los ácidos y bases débiles.
III. Considera como bases sólo a los hidróxidos.

A) Sólo I B) I y II C) Sólo II
D) II y III E) I y II

Resolución:

I. CORRECTO : Esta teoría diferencia a los ácidos y bases por el tipo de ion que pueden liberar al disolverse en el agua, por ser este el único solvente empleado, esta teoría es bastante limitada.

II. INCORRECTO: Fundamentalmente esta teoría esta orientada a definir el comportamiento de los ácidos y bases fuertes, es decir aquellos que se disocian al 100%.

III. CORRECTO : Las bases son sustancias que al disolverse en agua liberan iones hidroxilo (OH^-), por lo tanto según esta teoría estas sustancias debían poseer dichos iones en su estructura, es decir deben ser necesariamente hidróxidos.

Luego de acuerdo con el problema, son correctas las afirmaciones I y III.

∴ CLAVE: E

PROBLEMA 5 De acuerdo con las siguientes afirmaciones respecto a la teoría ácido base de Brönsted y Lowry, indicar lo correcto:

I. Define el comportamiento ácido base empleando el agua o cualquier solvente polar.
II. Considera a las bases como sustancias donadores de protones.
III. Considera la existencia de sustancias anfóteras.

A) I y II B) Sólo II C) II y III
D) Sólo III E) I y III

Resolución:

I. CORRECTO : Esta teoría es una extensión de la teoría de Arrhenius, ya que define el comportamiento ácido base no solo para sus soluciones acuosas, si no para toda solución cuyo solvente sea polar.

II. INCORRECTO: De acuerdo con esta teoría los ácidos son especies donadoras de protones (H^+), mientras que las bases son especies aceptores de protones.

III. CORRECTO : En este teoría se incluyen las especies anfiproticas o anfóteras como el agua los cuales se comportan como ácidos y bases.

Luego de acuerdo con el problema, son correctas las afirmaciones I y III.

∴ CLAVE: E

PROBLEMA 6 De acuerdo con la teoría ácido base de Brönsted y Lowry, para la reacción siguiente, identificar a los ácidos:

$$HCO_3^{-1} + H_2O \rightleftarrows CO_3^{-2} + H_3O^+$$

A) H_2O / H_3O^+ B) HCO_3^{-1} / CO_3^{-2} C) HCO_3^{-1} / H_3O^+
D) HCO_3^{-1} / H_2O E) CO_3^{-2} / H_3O^+

Resolución: Para la reacción del problema (protolisis), se observa la transferencia de protones:

$$HCO_3^{-1} + H_2O \rightleftarrows CO_3^{-2} + H_3O^+$$

H^+ H^+

Por lo tanto son ácidos, es decir donadores de protones las especies:

$$HCO_3^{-1} / H_3O^+$$

∴ CLAVE: C

PROBLEMA 7 De acuerdo con la teoría ácido base de Brönsted y Lowry, para la reacción siguiente, identificar a un par conjugado:

$$HNO_2 + CN^{-1} \rightleftarrows NO_2^{-1} + HCN$$

A) CN^{-1} / HCN B) CN^{-1} / NO_2^{-1} C) HNO_2 / HCN
D) CN^{-1} / HNO_2 E) NO_2^{-1} / HCN

Resolución: Para la reacción del problema (protolisis), se observa la transferencia de protones:

$$HNO_2 + CN^{-1} \rightleftarrows NO_2^{-1} + HCN$$

H^+ H^+

$Ácido_1$ $Base_1$ $Base_2$ $Ácido_2$

Se denomina par conjugado ácido base o base ácido a aquel reactante y su respectivo producto, tenemos:

$$HNO_2 / NO_2^{-1} \ : \ \text{ácido / base}$$
$$CN^{-1} / HCN \ : \ \text{base / ácido}$$

$\therefore$ CLAVE: A

PROBLEMA 8 A continuación se indican 3 reacciones ácido base de acuerdo con la teoría de Brönsted y Lowry. ¿En cuántas de ellas el agua actúa como base?

I. $CO_3^{-2} + H_2O \rightleftarrows HCO_3^{-1} + OH^-$

II. $NH_2^{-1} + H_2O \rightleftarrows NH_3OH^-$

III. $HCOOH + H_2O \rightleftarrows HCOO^{-1} + H_3O^+$

A) Sólo I B) I y II C) Sólo II
D) II y III E) Sólo III

Resolución: Sabemos que el agua es una especie anfiprotica (anfótera) ya que se puede comportar como ácido o como base. Si se comporta como base debe ser aceptor de protones (H^+), por lo que la reacción que generaría sería el siguiente:

$$H_2O + H^+ \rightleftarrows H_3O^+$$

Se debe formar como producto el ión hidronio (H_3O^+), es el caso de la reacción III:

$$HCOOH + H_2O \rightleftarrows HCOO^{-1} + H_3O^+$$

$\therefore$ CLAVE: E

PROBLEMA 9 Respecto a la teoría ácido base de Lewis, indicar verdadero (V) o falso (F):

I. Define el comportamiento ácido base por la formación del enlace covalente dativo.
II. Las bases son sustancias químicas aceptores de pares electrónicos de enlace.
III. Considera a los ácidos especies electrofilicas.

A) VFV B) VFV C) FVV
D) FFV E) VVF

Resolución: I. VERDADERO : Esta teoría se basa en la formación del enlace covalente dativo o coordinado, es decir aquel enlace donde solo uno de los átomos aporta los electrones mientras que el otro solo lo recibe, pero que al final ambos lo comparten.

II. FALSO : De acuerdo con esta teoría las bases son especies químicas que actúan como donadores de pares electrónicos en la formación de un enlace dativo.

III. VERDADERO : Los ácidos son especies aceptores de pares electrónicos de enlace, por lo que se les considera especies electrofílicas, es decir poseen afinidad por los electrones.

∴ CLAVE: B

PROBLEMA 10 De acuerdo con la teoría ácido base de Lewis, de los iones indicados a continuación. ¿Cuántos son especies ácidas?

I. Au^{+3} II. Br^{-1}
III. Al^{+3} IV. Se^{-2}

A) Sólo I B) I y II C) II y IV
D) I y III E) Sólo IV

Resolución: Sabemos que de acuerdo con la teoría de Lewis, los ácidos son aceptores de pares electrónicos de enlace, por lo tanto es de esperar que estas especies presenten deficiencia de electrones, esto quiere decir si son iones debe ser cationes ya que estos se originaron por pérdida de electrones:

Luego son especies ácidas: Au^{+3} y Al^{+3}.

∴ CLAVE: D

PROBLEMA 11 Se tiene una solución acuosa de ácido acético (CH_3COOH) 0,002M; sabiendo que este ácido es débil y monoprótico. Hallar la concentración de los iones hidronio una vez alcanzado el equilibrio químico.

$Ka = 1,8 \times 10^{-5}$

A) 4×10^{-4} M B) 5×10^{-4} M C) 6×10^{-4} M
D) 2×10^{-4} M E) 3×10^{-4} M

Resolución: El ácido acético reacciona con el agua según:

$$CH_3COOH + H_2O \rightleftarrows CH_3COO^{-1}_{(ac)} + H_3O^{+}_{(ac)}$$

Donde: $C_o = 0,02M$; $Ka = 1,8 \times 10^{-5}$

Para hallar la concentración de los iones hidronio (H_3O^+) empleamos la relación

$$\left[H_3O^+\right] = \sqrt{C_o \times Ka}$$

Reemplazando, tenemos:

$$\left[H_3O^+\right]=\sqrt{0,02\times 1,8\times 10^{-5}}$$

$$\left[H_3O^+\right]=6\times 10^{-4}\ M$$

$\therefore$ CLAVE: C

PROBLEMA 12 El floruro de hidrógeno HF ($\overline{M}$ = 20), es un hidruro que en solución acuosa se convierte en un ácido débil monoprotico, si se disuelven 2g de este compuesto en agua hasta formar una solución de 10 L. Hallar la concentración de los iones fluoruro una vez alcanzado el equilibrio.

$Ka = 7,2\times 10^{-4}$

A) $1,3\times 10^{-7}$ M
B) $2,7\times 10^{-3}$ M
C) $2,2\times 10^{-2}$ M
D) $7,2\times 10^{-3}$ M
E) $5,4\times 10^{-5}$ M

Resolución: La masa y el número de moles de este hidruro de flúor son:

$$m = 2\ g$$

$$n=\frac{m}{M}=\frac{2}{20}=0,1$$

Como se encuentra en una solución cuyo volumen es de 10 L. su concentración molar es:

$$M=\frac{n_{sto}}{V_{sol}}=\frac{0,1}{10}=0,01$$

Esto es igual a su concentración inicial (C_o), por ser un ácido débil se disocia en agua según:

$$HF_{(ac)} \rightleftarrows F^{-1}_{(ac)}+H^{+}_{(ac)}$$

Como en el equilibrio la concentración de los iones fluoruro es igual a la concentración del ión hidrógeno:

$$\left[F^{-1}\right]=\left[H^{+}\right]$$

Se cumple: $\left[F^{-1}\right]=\left[H^{+}\right]=\sqrt{C_o\times Ka}$



Luego la concentración de estos iones fluoruro es:

$$\left[F^{-1}\right]=\sqrt{0,01\times 7,2\times 10^{-4}}$$

$$\left[F^{-1}\right]=2,7\times 10^{-3}\ M$$

$\therefore$ CLAVE: B

PROBLEMA 13 La anilina es un hidrocarburo aromático que se comporta como una base débil, si se tiene una solución acuosa 0,01 M de esta base y en el equilibrio la concentración de iones hidroxilo es 2×10^{-6} M. Hallar su constante de basicidad (Kb).

A) 2×10^{-10} B) 5×10^{-10} C) 6×10^{-10}
D) 3×10^{-10} E) 4×10^{-10}

Resolución: Para la solución acuosa de la anilina, se tiene:

$$C_o = 0{,}01\,M\ ;\ \left[OH^-\right] = 2\times10^{-6}\,M$$

Como se trata de una base débil, se cumple:

$$\left[OH^-\right] = \sqrt{C_o\times Kb}$$

Reemplazando los datos hallamos su constante de basicidad (Kb):

$$2\times10^{-6} = \sqrt{0{,}01\times Kb}$$

$$Kb = 4\times10^{-10}$$

∴ CLAVE: E

PROBLEMA 14 Se tiene una solución acuosa de un ácido débil de la forma (HA), cuya molaridad es 0,4. Hallar su porcentaje de disociación.

$Ka = 3{,}5\times10^{-8}$.

A) 0,01% B) 0,03% C) 0,05%
D) 0,025% E) 0,1%

Resolución: Para la solución ácida del problema, se tiene:

$$C_o = 0{,}4\,M\ ;\ \ Ka = 3{,}5\times10^{-8}\,M$$

Porcentaje de ionización (%α) o disociación se determina según:

$$\%\alpha = \frac{\sqrt{C_o\times Ka}}{C_o}\times100$$

Reemplazando los datos, tenemos:

$$\%\alpha = \frac{\sqrt{0{,}4\times3{,}5\times10^{-8}}}{0{,}4}\times100$$

$$\%\alpha = 0{,}03$$

∴ CLAVE: B

PROBLEMA 15 Dada la siguiente tabla de constantes de ionización ácida es 25 °C:

Ácido	Ka
$HClO_2$	$1,1\times10^{-2}$
HN_3	$1,9\times10^{-5}$
HBrO	$2,1\times10^{-9}$

¿Cuáles de las siguientes proposiciones son correctas?

I. Al HBrO le corresponde la base conjugada más estable.

II. $HClO_2$ es el ácido más reactivo.

III. La base conjugada de HN_3 es N_3^- y es la base conjugada más débil.

ADMISIÓN UNI 2017 - I

A) Solo I
B) Solo II
C) Solo III
D) I y II
E) I, II y III

Resolución: De los datos: $HClO_2$; HN_3 ; HBrO (← Mayor acidez (más reactivo))

Analizamos las proposiciones:

I. FALSO — Al HBrO le corresponde la base conjugada BrO^-, que es más reactivo y por ello, más estable.

II. VERDADERO — El $HClO_2$ posee mayor acidez, por ello es más reactivo.

III. FALSO — La base conjugada más débil es el ClO_2^- y por ello es menos reactivo.

∴ CLAVE: B

PROBLEMA 16 A continuación se indican las constantes de basicidad de tres sustancias básicas

I. Amoníaco : $Kb = 1,8\times10^{-5}$

II. Piridina : $Kb = 1,7\times10^{-9}$

III. Etilamina : $Kb = 5,6\times10^{-4}$

Ordenarlos de forma creciente respecto a su fuerza básica.

A) I, II, III
B) III, II, I
C) II, III, I
D) III, I, II
E) II, I, III

Resolución: Sabemos que para ácidos y bases débiles su fuerza relativa es proporcional a su constante de ionización (Ka, Kb), en este caso la fuerza básica es proporcional a su constante "Kb", es decir es más básico aquel que posea mayor constante.

Luego el orden creciente (menor a mayor) de la fuerza básica es:

II, I, III

∴ CLAVE: E

PROBLEMA 17 En relación a las afirmaciones sobre el pH y pOH, indicar verdadero (V) o falso (F):

I. Representan medidas de la conductibilidad eléctrica de las soluciones de ácidos y bases.

II. A mayor pH mayor fuerza ácida.

III. En las soluciones básicas se cumple:

$$[H^+] < [OH^-] \Rightarrow pH < pOH$$

A) VFF B) VVV C) FVV
D) FVF E) FFF

Resolución: De acuerdo con las afirmaciones del problema, tenemos:

I. VERDADERO : Sabemos que las soluciones acuosas de los ácidos y bases conducen la electricidad por poseer iones disueltos, el pH y pOH miden los potenciales (voltajes) generados por los iones hidrógeno y los iones hidroxilo.

II. FALSO : De acuerdo con la expresión para el cálculo de pH:

$$pH = -\log[H^+] = -\log[H_3O^+]$$

Se observa que el pH es inverso a la concentración de los iones hidrógeno, por lo que mientras más pequeño sea el pH más ácida será la solución.

III. FALSO : En una solución básica la concentración de iones hidroxilo es alta, por lo que se cumple:

$$[H^+] < [OH^-] \Rightarrow pH > pOH$$

∴ CLAVE: A

PROBLEMA 18 Se prepara una solución acuosa de ácido sulfúrico H_2SO_4 ($\overline{M} = 98$), disolviendo 4,9 g de este ácido en suficiente agua hasta completar una solución de 10 L. Hallar el pH de la solución.

A) 1 B) 2 C) 3
D) 4 E) 5

Resolución: De acuerdo con el problema la masa y el número de moles (n) de ácido sulfúrico son:

$$m = 4,9\ g$$

$$n = \frac{m}{M} = \frac{4,9}{98} = 0,05$$

Como este ácido se encuentra en una solución cuyo volumen es de 10 L, su concentración molar es:

$$M = \frac{n_{sto}}{V_{sol}} = \frac{0,05}{10} = 0,005$$

Sabemos que el ácido sulfúrico es un ácido fuerte por lo tanto en el agua se disocia al 100%, según:

$$H_2SO_{4(ac)} \longrightarrow SO_{4(ac)}^{-2} + 2H_{(ac)}^{+}$$

Se observa de acuerdo con los coeficientes de la ecuación química que la concentración de los iones hidrógeno que es el doble de la concentración del ácido:

$$[H^+] = 2[H_2SO_4] = 2 \times 0,005\,M$$

$$[H^+] = 0,01\,M$$

Luego el pH de esta solución es:

$$pH = -\log[H^+]$$
$$pH = -\log 0,01 = 2$$

$\therefore$ CLAVE: B

PROBLEMA 19 Se prepara una solución acuosa de hidróxido de sodio NaOH ($\overline{M}$ = 40), disolviendo 4 g de esta base en suficiente agua hasta completar una solución de 5 L. Hallar el pOH de la solución.

A) 0,3 B) 11,7 C) 1,7
D) 1,5 E) 4,5

Resolución: De acuerdo con el problema la masa y el número de moles (n) del hidróxido de sodio son:

$$m = 4,9\text{ g}$$

$$n = \frac{m}{M} = \frac{4}{40} = 0,1$$

Como este hidróxido se encuentra en una solución cuyo volumen es de 5 L, su concentración molar es:

$$M = \frac{n_{sto}}{V_{sol}} = \frac{0,1}{5} = 0,02$$

Sabemos que el hidróxido de sodio es una base fuerte por lo tanto en el agua se disocia al 100%, según:

$$NaOH_{(ac)} \longrightarrow Na_{(ac)}^{+1} + OH_{(ac)}^{-}$$

Se observa de acuerdo con los coeficientes de la ecuación química que la concentración de los iones hidroxilo es igual a la concentración del hidróxido:

$$[OH^-] = [NaOH] = 0{,}02\,M$$

$$[OH^-] = 0{,}02\,M$$

Luego el pOH de esta solución es:

$$pOH = -\log[OH^-]$$

$$pOH = -\log 0{,}02 = 1{,}7$$

$\therefore$ CLAVE: C

PROBLEMA 20 A 25 °C, el agua de lluvia puede llegar a tener un pOH de hasta 12. En este caso, ¿cuántas veces mayor es la concentración de iones hidronio de esta agua con respecto al agua neutra? **ADMISIÓN UNI 2017 - I**

A) $\frac{12}{7}$ B) $\frac{2}{7}$ C) 5

D) 10^5 E) 10^{12}

Resolución: De los datos

* Agua de lluvia: $pOH = 12$

$\Rightarrow pH = 2$

$\Rightarrow [H^+] = 10^{-2}\ M$

* Agua neutra: $pH = 7$

$\Rightarrow [H^+] = 10^{-7}\ M$

Comparando las concentraciones:

$$\frac{[H^+]\text{ Agua de lluvia}}{[H^+]\text{ Agua neutra}} = \frac{10^{-2}\,M}{10^{-7}\,M} = 10^5$$

$\therefore$ CLAVE: D

PROBLEMAS PROPUESTOS

1. Sobre los ácidos y bases, indicar verdadero (V) o falso (F):

I. Los ácidos y bases son decolorantes de los tintes naturales.
II. Los ácidos atacan a los carbonatos y bicarbonatos liberándose gas hidrógeno en dicha reacción.
III. Las bases presentan olor cáustico, es el caso de la lejía.

A) VVV B) FVF C) VFV
D) FFV E) VFF

2. Los ácidos se caracterizan por cambiar a rojo el papel de tornasol azul el cual es un indicador ácido base. ¿Cuáles de las siguientes muestras cumplen esta característica?

I. Jugo de naranja
II. Infusión de café
III. Solución acuosa de amoníaco
IV. Bebidas alcohólicas

A) Sólo I B) I y II C) Sólo II
D) II y III E) I y IV

3. En relación a la teoría ácido base de Arrhenius, indicar lo correcto:

I. Se puede diferenciar a los ácidos y bases empleando cualquier disolvente.
II. Las bases se consideran sustancias que liberan iones hidroxilo en solución acuosa.
III. El siguiente compuesto: HNO_3, es un ácido ya que en agua se disocia según:

$$HNO_{3(ac)} \rightarrow NO_{3(ac)}^{-1} + H_{(ac)}^{+}$$

A) Sólo I B) I y II C) Sólo II
D) II y III E) Sólo III

4. Respecto a las siguientes proposiciones, indicar verdadero (V) o falso (F):

I. Se consideran bases de Arrhenius a los hidróxidos.
II. La teoría de Arrhenius abarca un grupo limitado de ácidos y bases, principalmente los más fuertes.
III. Los ácidos de Arrhenius son sustancias que al disolverse en agua liberan iones hidrógeno.

A) VVV B) VFV C) FVV
D) FFV E) FFF

5. A continuación se indican 4 reacciones de sustancias en solución acuosa:

I. $KOH_{(ac)} \rightarrow K_{(ac)}^{+1} + OH_{(ac)}^{-}$

II. $HCl_{(ac)} \rightarrow Cl_{(ac)}^{-1} + H_{(ac)}^{+}$

III. $HClO_{4(ac)} \rightarrow ClO_{4(ac)}^{-1} + H_{(ac)}^{+}$

IV. $CsOH_{(ac)} \rightarrow Cs_{(ac)}^{+1} + OH_{(ac)}^{-}$

¿Cuáles definen el comportamiento ácido de acuerdo con la teoría de Arrhenius?

A) Sólo I B) I y III C) II y III
D) II y IV E) Sólo IV

6. En relación a la teoría de ácidos y bases de Brönsted y Lowry, indicar lo correcto:

I. Abarcar un número mayor de ácidos y bases ya que amplia el uso de cualquier solvente polar, no solo al agua.
II. Considera a los ácidos como especies aceptores de protones.
III. Toda base presenta un conjugado ácido de propiedades opuestas.

A) Sólo I B) I y II C) Sólo II
D) II y III E) I y III

7. Sobre la teoría ácido base de Brönsted y Lowry, indicar verdadero (V) o falso (F):

I. Define la existencia de los pares conjugados así como de las especies anfóteras.

II. Las reacciones ácido base según esta teoría se denominan "protolisis".

III. Según esta teoría las bases no necesariamente deben ser hidróxidos.

A) VFV B) VVV C) FVV
D) FFV E) VVF

8. De acuerdo con la teoría de ácidos y bases de Brönsted y Lowry, para la siguiente reacción identificar a los ácidos:

$$HClO + HS^{-1} \leftrightarrows ClO^{-1} + H_2S$$

A) HS^{-1} / H_2S

B) ClO^{-1} / H_2S

C) HS^{-1} / ClO^{-1}

D) $HClO / ClO^{-1}$

E) $HClO / H_2S$



9. De acuerdo con la teoría de ácidos y bases de Brönsted y Lowry, para la siguiente reacción identificar a los ácidos:

$$I^{-1} + HBrO \leftrightarrows BrO^{-1} + HI$$

A) I^{-1} / HI

B) $HBrO / BrO^{-1}$

C) $I^{-1} / HBrO$

D) $HBrO / HI$

E) I^{-1} / BrO^{-1}

10. De acuerdo con la teoría de ácidos y bases de Brönsted y Lowry, para la siguiente reacción identificar a las bases:

$$CH_3COO^- + HF \leftrightarrows CH_3COOH + F^{-1}$$

A) HF / CH_3COOH

B) HF / F^{-1}

C) CH_3COO^{-1} / CH_3COOH

D) CH_3COO^{-1} / HF

E) CH_3COO^{-1} / F^{-1}

11. De acuerdo con la teoría de ácidos y bases de Brönsted y Lowry, para la siguiente reacción identificar a las bases:

$$C_6H_5NH_2 + HCl \leftrightarrows C_6H_5NH_3^{+1} + Cl^{-1}$$

A) $C_6H_5NH_2 / Cl^{-1}$

B) $C_6H_5NH_2 / HCl^-$

C) $C_6H_5NH_2 / C_6H_5NH_3^{+1}$

D) HCl / Cl^{-1}

E) $C_6H_5NH_3^{+1} / Cl^{-1}$

12. De acuerdo con la teoría de ácidos y bases de Brönsted y Lowry, para la siguiente reacción identificar un par conjugado:

$$HSe^- + NH_3 \leftrightarrows NH_4^{+1} + Se^{-2}$$

A) NH_3 / Se^{-2}

B) HSe^- / Se^{-2}

C) HSe^- / NH_4^{+1}

D) HSe^- / NH_3

E) NH_3 / Se^{-2}

13. De acuerdo con la teoría de ácidos y bases de Brönsted y Lowry, para la siguiente reacción identificar un par conjugado:

$$PH_3 + H_2SO_3 \leftrightharpoons PH_4^{+1} + HSO_3^{-1}$$

A) PH_3 / H_2SO_3

B) PH_4^{+1} / PH_3

C) PH_3 / HSO_3^{-1}

D) H_2SO_3 / PH_4^{+1}

E) PH_3 / PH_4^{+1}

14. A continuación se indican 3 reacciones ácido base de acuerdo con la teoría de Brönsted y Lowry. ¿En cuáles de ellas el agua actúa como ácido?

I. $HSO_4^{-1} + H_2O \leftrightharpoons H_2SO_4 + OH^-$

II. $CH_3NH_2 + H_2O \leftrightharpoons CH_3NH_3^{+1} + OH^-$

III. $HF + H_2O \leftrightharpoons F^{-1} + H_3O^+$

IV. $HClO_2 + H_2O \leftrightharpoons ClO^{-1} + H_3O^+$

A) Sólo I B) I y II C) II y III
D) III y IV E) Sólo IV

15. Se conoce que el ión bicarbonato (HCO_3^-) es una especie anfótera, a continuación se incitan 3 reacciones en la cual participa. ¿En cuáles de ellas actúa como base?

I. $HCO_3 + S^{-2} \leftrightharpoons CO_3^{-2} + HS^{-1}$

II. $HCO_3^{-1} + HCN \leftrightharpoons H_2CO_3 + CN^{-1}$

III. $HCO_3^{-1} + SO_4^{-2} \leftrightharpoons CO_3^{-2} + HSO_4^{-1}$

A) Sólo I B) I y II C) Sólo II
D) II y III E) Sólo III

16. Respecto a la teoría ácido base de Lewis, indicar lo correcto:

I. Corresponde a la teoría más extensa ya que incluye a los ácidos y bases de Arrhenius y Brönsted y Lowry.

II. Diferencia a los ácidos y bases por medio de reacciones químicas donde se producen enlaces dativos.

III. Considera a las bases como especies electrofílicas.

A) Sólo I B) I y II C) Sólo II
D) II y III E) Sólo III

17. En relación a las afirmaciones sobre la teoría ácido base de Lewis, indicar verdadero (V) o falso (F):

I. Considera a los ácidos como aceptores de pares electrónicos de enlace.

II. En la molécula de la fosfina (PH_3), el átomo central de fósforo posee un par de electrones libres, por lo que esta sustancia puede actuar como base.

III. Los aniones monoatómicos como: el ión cloruro (Cl^{-1}), son bases de Lewis ya que son donadores de pares electrónicos.

A) VVV B) FVV C) VVF
D) FVF E) VFV

18. Por reacción del amoníaco (NH_3) con el catión zinc (Zn^{+2}), se produce el siguiente ión complejo (aducto), de acuerdo con la teoría ácido base de Lewis se cumple:

$$\left[\begin{array}{c} NH_3 \\ \downarrow \\ H_3N \rightarrow Zn \leftarrow NH_3 \\ \uparrow \\ NH_3 \end{array}\right]^{+2}$$

I. El amoníaco es una base de Lewis.

II. El catión zinc es un ácido de Lewis.

III. El amoníaco se comporta como aceptor de un par electrónico en la formación del enlace dativo (→)

A) VVV B) VFV C) FVV
D) FFF E) VVF

19. Se tiene una solución acuosa de ácido cianhídrico: HCN ($\overline{M} = 27$), el cual contiene 5,4 g de este ácido débil disuelto en un volumen de 20 L. Hallar la concentración de los iones hidrógeno luego de alcanzar el equilibrio químico.

$Ka = 4 \times 10^{-10}$

A) 2×10^{-6} M B) 6×10^{-3} M
C) 4×10^{-5} M
D) 5×10^{-4} M E) 4×10^{-4} M

20. Se tiene una solución acuosa de ácido hiprobromoso: HBrO ($\overline{M} = 97$), el cual contiene 4,85 g de este ácido débil disuelto en un volumen de 5 L. Hallar la concentración de los iones hidrógeno luego de alcanzar el equilibrio químico.

$Ka = 2,5 \times 10^{-5}$

A) 3×10^{-6} M B) 8×10^{-3} M
C) 4×10^{-5} M
D) 5×10^{-4} M E) 4×10^{-4} M

21. Se tiene una solución acuosa de dietilamina el cual es una base débil, si su concentración inicial es 0,307 M. Hallar la concentración de los iones hidroxilo presente una vez alcanzado el equilibrio.

$Kb = 1,3 \times 10^{-3}$

A) 0,05 M B) 0,04 M C) 0,01 M
D) 0,03 M E) 0,02 M

22. Para la solución anterior hallar su porcentaje de ionización.

A) 6,5% B) 8,8% C) 1,25%
D) 5,5% E) 4,21%

23. Se tiene una solución acuosa de metilamina: CH_3NH_2 ($\overline{M} = 31$), el cual contiene 6,2 g de este base débil disuelto en un volumen de 0,22 L. Hallar la concentración de los iones hidroxilo luego de alcanzar el equilibrio químico.

$Kb = 4,4 \times 10^{-4}$

A) 0,05 M B) 0,04 M C) 0,01 M
D) 0,03 M E) 0,02 M

24. Se tiene una solución acuosa de fluoruro de hidrógeno el cual es un ácido débil, si su concentración inicial es 1,25 M. Hallar la concentración de los iones hidrógeno presente una vez alcanzado el equilibrio.

$Ka = 7,2 \times 10^{-4}$

A) 0,05 M B) 0,04 M C) 0,01 M
D) 0,03 M E) 0,02 M

25. Se dispone de un solución acuosa de ácido acetil salicílico (aspirina), el cual es un ácido débil monoprótico, si concentración inicial es 3 M. hallar su grado de ionización (α).

$Ka = 3 \times 10^{-4}$

A) 0,05 B) 0,04 C) 0,01
D) 0,03 E) 0,02

26. Para una solución acuosa de ácido ciánico cuya molaridad es 1. Hallar su porcentaje de ionización o disociación (%α).

$Ka = 3,5 \times 10^{-4}$

A) 1,87% B) 2,81% C) 3,25%
D) 4,53% E) 7,21%

27. Se tiene una solución acuosa de piridina el cual es considerado una base débil, si su molaridad es 2. Hallar su porcentaje de ionización o disociación (%α).
$K_b = 1,7 \times 10^{-9}$

A) 0,005% B) 0,004% C) 0,001%
D) 0,003% E) 0,002%

28. Para una solución acuosa de cierto ácido débil se tiene en equilibrio que la concentración de iones hidrógeno es 5×10^{-3} M, si su concentración inicial es de 0,5 M. Hallar su constante de acidez (Ka).

A) 3×10^{-6} B) 8×10^{-3} C) 4×10^{-5}
D) 5×10^{-5} E) 4×10^{-4}

29. Se tiene una solución acuosa de una base débil, donde la concentración de iones hidroxilo es $3,6 \times 10^{-5}$M, si su concentración inicial es de 1,8 M. Hallar su constante de basicidad (Kb).

A) $3,5 \times 10^{-8}$ B) $7,2 \times 10^{-10}$
C) $4,3 \times 10^{-6}$
D) $5,6 \times 10^{-9}$ E) $4,2 \times 10^{-12}$

30. A continuación se indican las fórmulas de los cuatro oxácidos del cloro:
I. $HClO_3$
II. $HClO$
III. $HClO_4$
IV. $HClO_2$
Ordenarlos de forma creciente respecto a la fuerza ácida.

A) II, IV, I, III B) I, II, III, IV
C) IV, III, II, I
D) IV, I, III, II E) III, IV, I, II

31. Para una solución acuosa de ácido acético, se tiene que su porcentaje de ionización es 0,2%. Hallar la concentración inicial de dicha solución.
$K_a = 1,8 \times 10^{-5}$

A) 4,5 M B) 1,8 M C) 2,5 M
D) 6,4 M E) 1,2 M

32. De la lista de ácidos siguientes, se consideran fuertes a las especies:
I. $HClO$
II. HNO_3
III. H_2S
IV. HBr

A) Sólo I B) I y II C) II y III
D) II y IV E) Sólo IV

33. De la siguiente lista de bases, cuales se consideran fuertes:
I. $Al(OH)_3$
II. KOH
III. $Ca(OH)_2$
IV. $Fe(OH)_2$

A) Sólo I B) I y II C) II y III
D) II y IV E) Sólo IV

34. Respecto a la fuerza relativa de los ácidos y bases, indicar verdadero (V) o falso (F):
I. En el caso de los hidruros de los no metales halógenos el "HCl" posee mayor fuerza ácida que el "HI".
II. De acuerdo con la teoría de Brönsted y Lowry si se tiene un ácido débil, su conjugado es una base fuerte.
III. Las bases más fuertes corresponden a los hidróxidos de los metales alcalinos (IA).

A) VVV B) FVV C) VFV
D) FVF E) VVF

35. A continuación se indican las constantes de acidez de 3 ácidos:

I. HCOOH : $Ka = 1,8 \times 10^{-4}$

II. H_2O_2 : $Ka = 2,4 \times 10^{-12}$

III. HNO_2 : $Ka = 4,5 \times 10^{-4}$

Ordenarlos de forma creciente respecto a la fuerza ácida.

A) I, II, III B) III, II, I C) II, I, III
D) III, I, II E) I, III, II

36. A continuación se indican las constantes de basicidad de 3 bases:

I. Metilamina : $Kb = 4,4 \times 10^{-4}$

II. Dimetilamina : $Kb = 7,4 \times 10^{-4}$

III. Anilina : $Kb = 3,8 \times 10^{-10}$

Ordenalos de forma creciente respecto a la fuerza básica.

A) I, II, III B) III, II, I C) II, I, III
D) III, I, II E) I, III, II

37. Consideran las constantes de acidez para las especies:

H_3PO_4 : $Ka = 7,5 \times 10^{-3}$

H_2S : $Ka = 1,0 \times 10^{-7}$

De acuerdo con la teoría de Brönsted y Lowry, indicar una de las especies que se formaría a partir de la reacción:

$$H_3PO_4 + H_2S \leftrightarrows \ldots\ldots + \ldots\ldots$$

A) $H_2PO_4^{-1}$ B) $H_4PO_4^{+1}$ C) H_2S
D) HS^{-1} E) S^{-2}

38. En relación a las afirmaciones sobre el pH y el pOH, indicar verdadero (V) o falso (F):

I. Miden el grado de acidez y basicidad respectivamente para soluciones que posee ácidos y bases.

II. La medida del pH esta orientada a determinar el potencial de los iones hidroxilo en una solución ácida.

III. En el agua pura a 25°C el pH y pOH son iguales a 7.

A) VVV B) FVF C) FFV
D) VFF E) VFV

39. Indicar las relaciones correctas a 25°C:

I. La constante del producto iónico del agua toma el valor:

$$Kw = 1 \times 10^{-14}\ M^2$$

II. A 25°C y a cualquier temperatura se cumple: pH + pOH = 14

III. Se cumple en una solución ácida:

$$[H^+] > [OH^-] \Rightarrow pH > pOH$$

A) Sólo I B) I y II C) Sólo II
D) II y III E) Sólo III

40. De las siguientes afirmaciones, indicar lo correcto:

I. El proceso de autoionización del agua es endotérmico por lo que esto se favorece por disminución de la temperatura.

II. Las soluciones fuertemente ácidas posee un pH próximo a 14.

III. La medida del pH y pOH por lo general se efectúa para soluciones diluidas de ácidos y bases.

A) Sólo I B) I y II C) Sólo II
D) II y III E) Sólo III

41. A continuación se indican las medidas del pH de algunas muestras:

I. Jugo de tomate : 4,1
II. Leche : 6,6
III. Sangre : 7,4
IV. Pasta dental : 9,9

¿Cuáles representan muestras ácidas?

A) Sólo I B) I y II C) II y III
D) III y IV E) II y IV

42. La fenoltaleina es un indicador ácido base, que presenta color rojo grosella en medio básico y es incoloro en medio ácido. Del problema anterior. ¿Cuáles de las muestras dan color rojo grosella al agregársele gotas de fenoltaleina?

A) Sólo I B) I y II C) II y III
D) III y IV E) II y IV

43. Se prepara una solución acuosa de ácido nítrico HNO_3 ($\overline{M} = 63$), el cual es un ácido fuerte, para esto se disuelve 6,3 g de ácido puro en suficiente agua hasta formar 10 L de solución. Hallar el pH de dicha solución.

A) 2 B) 4 C) 3
D) 5 E) 3,3

44. Se prepara una solución acuosa de hidróxido de estroncio $Sr(OH)_2$ ($\overline{M} = 121$), el cual es una base fuerte, para esto se disuelve 2,42 g de hidróxido puro en suficiente agua hasta formar 4 L de solución. Hallar el pOH de dicha solución.

A) 2 B) 4 C) 3
D) 5 E) 3,3

45. Se dispone de una solución acuosa de hidróxido de sodio cuya molaridad es 0,2 y su volumen es de 120 mL. Hallar el pH de la solución que resulta al agregar 880 mL de agua a la solución inicial.
$\log 2 = 0,3$; $\log 3 = 0,47$

A) 13 B) 11 C) 10,63
D) 1,63 E) 12,37

46. Se tiene una solución acuosa de ácido sulfúrico (H_2SO_4), cuya molaridad es 0,0005 M. Hallar el pOH de esta solución.

A) 3 B) 7 C) 11
D) 8,8 E) 13,5

47. Se tiene una solución acuosa de hidróxido de potasio (KOH), cuya molaridad es de 0,001 M. Hallar el pH de esta solución.

A) 3 B) 7 C) 11
D) 8,8 E) 13,5

48. Se tiene una solución acuosa de ácido acético, que como sabemos es un ácido débil, si su concentración inicial es de 0,5 M. Hallar el pH de esta solución.
$Ka = 1,8 \times 10^{-5}$

A) 1,25 B) 4,23 C) 2,52
D) 7,25 E) 3,33

49. La concentración inicial de una solución acuosa de ácido cianhídrico (HCN) es 1 M. Hallar el pOH de dicha solución.
$Ka = 4 \times 10^{-10}$

A) 11,25 B) 10,11 C) 8,48
D) 7,77 E) 9,30

50. Se tiene una solución acuosa de amoníaco que como sabemos es una base débil, donde el porcentaje de ionización es 2%. Hallar el pH de dicha solución.
$Kb = 1,8 \times 10^{-5}$

A) 1 B) 2 C) 3
D) 4 E) 5

team CALAPENSHKO





OBJETIVOS

- Conocer la relación existente entre los procesos químicos y los procesos eléctricos.
- Diferenciar los procesos electrolíticos y los procesos galvánicos.
- Conocer las aplicaciones de la electrólisis, así como los procesos de obtención de electricidad a partir de las pilas y baterías.

LA ENERGÍA ELÉCTRICA Y LOS PROCESOS QUÍMICOS

Todos estamos familiarizados, conocemos o hemos escuchado sobre cualquiera de las dos situaciones que describimos a continuación.

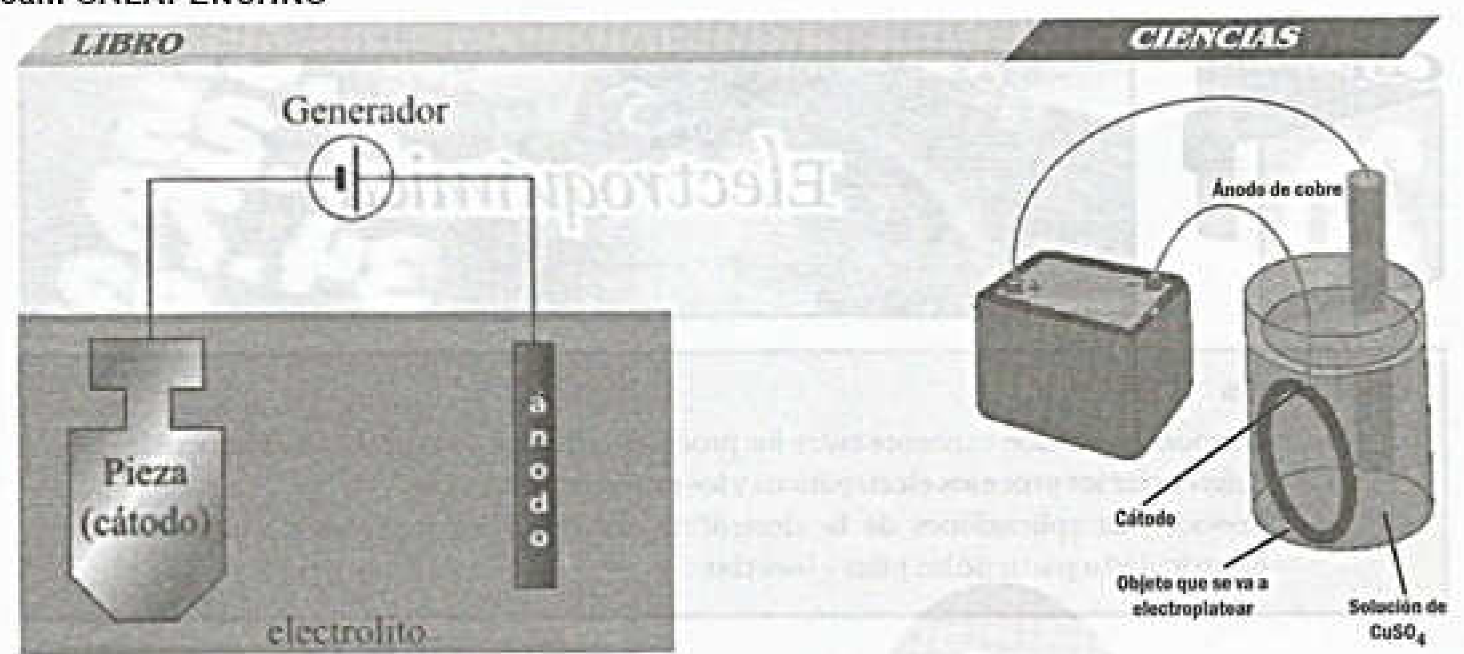
Situación 1

Si tenemos, un celular, una laptop, un i-phone, etc. nos preocupemos diariamente de poner a "cargar" estos artefactos. Para ello conectamos, la batería de los equipos, a la corriente eléctrica, una vez cargada, nos proporciona la energía necesaria, para que podemos utilizarlos durante el día. También utilizamos "pilas" para nuestras cámaras fotográficas, para los comandos del Wi, estas son de una forma diferente a las "pilas" que empleamos, para los relojes, o para las calculadoras ¿Qué proceso permite que las baterías proporcionen energía eléctrica?



Situación 2:

Hemos escuchado términos, como esa joya está bañada en oro, en plata; se conversa o conocemos de piezas niqueladas, que no es otra cosa que un baño de níquel sobre alguna pieza metálica, o del cobre electrolítico que produce Perú en sus refinerías del sur del país. ¿Qué procesos permiten, bañar piezas en oro o en plata, niquelar piezas metálicas o producir cobre electrolítico?



Para cualquiera de las dos situaciones descritas, el proceso es el mismo, se trata de procesos electroquímicos. En la primera situación, el proceso electroquímico genera energía eléctrica, mientras que en la segundo situación, el proceso electroquímico requiere de la energía eléctrica para que pueda producirse.

ELECTROQUÍMICA

ESTUDIA LA INTERCONVERSIÓN ENTRE LA ENERGÍA ELECTRICA Y LA ENERGÍA QUIMICA

En los procesos electroquimicos, están involucradas las reacciones REDOX

El proceso GENERA Energía Eléctrica → CELDAS GALVANICAS O VOLTAICAS

El proceso REQUIERE de Energía Eléctrica → CELDAS ELECTROLÍTICAS

Para poder comprender los procesos electroquímicos, debemos precisar que la electroquímica, es la rama de la química que estudia la conversión entre la energía eléctrica y la energía química. (Chang, 1999).

INTRODUCCIÓN

La energía química es aquel tipo de energía que se libera durante las reacciones químicas por lo general en forma de calor, pero sabemos que existe un tipo de reacción química llamado redox donde no solo existe ruptura y formación de enlaces , si no también se presenta transferencia de electrones de una especie a otra (proceso de oxidación y reducción), estos electrones se pueden canalizar mediente un circuito externo y obtener con esto corriente eléctrica, de forma similar el flujo de electrones de una fuente externa puede forzar la reacción de ciertas sustancias, estos procesos se estudian dentro de la electroquímica donde se observa la relación entre los fenómenos químicos y eléctricos. Ante la gran demanda mundial de energía es muy importante conocer los mecanismos de cómo producir electricidad, sin necesidad del uso de combustibles cuyos productos son contaminantes ni emplear recursos hídricos que son escasos en muchos lugares del mundo, una alternativa a esto son los procesos electroquímicos.

CONCEPTO

La electroquímica estudia la generación de electricidad mediante reacciones químicas (Celdas Galvánicas), así como los cambios químicos que produce la corriente eléctrica (Celdas Electrolíticas).

ELECTRÓLISIS

Es el estudio del paso de una corriente eléctrica continua para obligar a la ocurrencia de reacciones redox NO espontánea ($E^{*}<0$) y por aplicación de una diferencia de potencial superior al potencial negativo, se puede obligar a que se desarrolle la reacción redox.
Aquí va los elementos.....

ELEMENTOS

- **CELDA O CUBA ELECTROLÍTICA**: Recipiente, el cual contiene a la sustancia que participa en el proceso redox, a esta sustancia se le denomina "electrólito"
- **ELECTRÓLITO**: Es una sustancia ionizada conductora de segunda especie de la electricidad, el cual puede encontrarse de forma líquida (fundida) o en solución acuosa.
- **ELECTRODOS**: Son barras o placas generalmente metálicas que ponen en contacto al electrolito con la fuente generadora de corriente eléctrica. Dichos electrodos pueden ser inertes como el grafito (C) o platino (Pt) cuya única función es el suministro de corriente eléctrica y no participan del proceso redox o pueden ser activos como el hierro, cobre, zinc, u otro metal (que no reaccione con el electrólito), los cuales además del suministro de electricidad pueden participar en el proceso redox.
- **FUENTE**: Son generadores los cuales suministran corriente eléctrica "continua" o directa al sistema, por lo general proviene de una pila o batería.

Una vez que se suministra electricidad, este llega al electrólito por medio de electrodos y es en la superficie de estos donde se desarrollan los procesos redox:

CÁTODO:

Es el electrodo de carga eléctrica negativa, por lo que atrae a los cationes hacia él, en su superficie estos se reducen (ganan electrones) y se convierten en sustancias neutras, los cuales se pueden depositar como

sólidos, liberar como gases o rodear el electrodo si son líquidos.

ÁNODO:

Es el electrodo de carga eléctrica positiva, por lo que atrae a los cationes hacia él, en su superficie estos se oxidan (pierden electrones) y se convierten en sustancias neutras, los cuales se pueden depositar como sólidos, liberar como gases o rodear el electrodo si son líquidos.

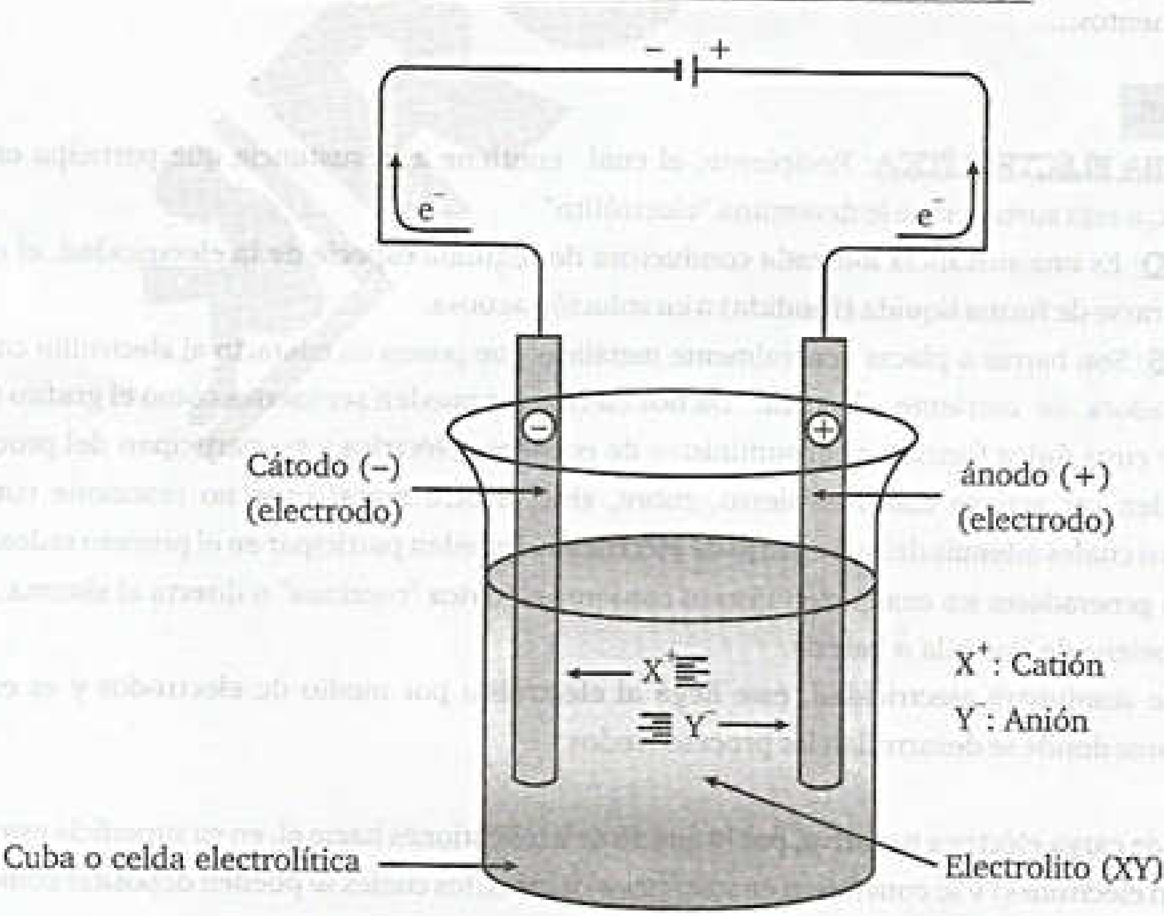
Eso quiere decir que los elementos fluyen desde el electrodo ánodo hacia el electrodo cátodo.

A continuación se indican algunos procesos electrolíticos (electrólisis):

Electrodos	Semireacción	Signo
Cátodo	Reducción	Negativo
Ánodo	Oxidación	Positivo

Una celda Electrolítica convencional consiste de un recipiente que contiene a una solución electrolítica o sal fundida, dentro del cual se sumergen dos electrodos que están unidos por un alambre conductor externo a una fuente de poder de corriente continua que al aplicar una diferencia de potencial superior al potencial de reacción negativo obliga a que se desarrolle la reacción redox no espontánea.

ESQUEMA GENERAL DE UN PROCESO ELECTROLÍTICO



Semireacción

Ánodo: $y^- \rightarrow y + 1e^-$

Cátodo: $x^+ + 1e^- \rightarrow x$

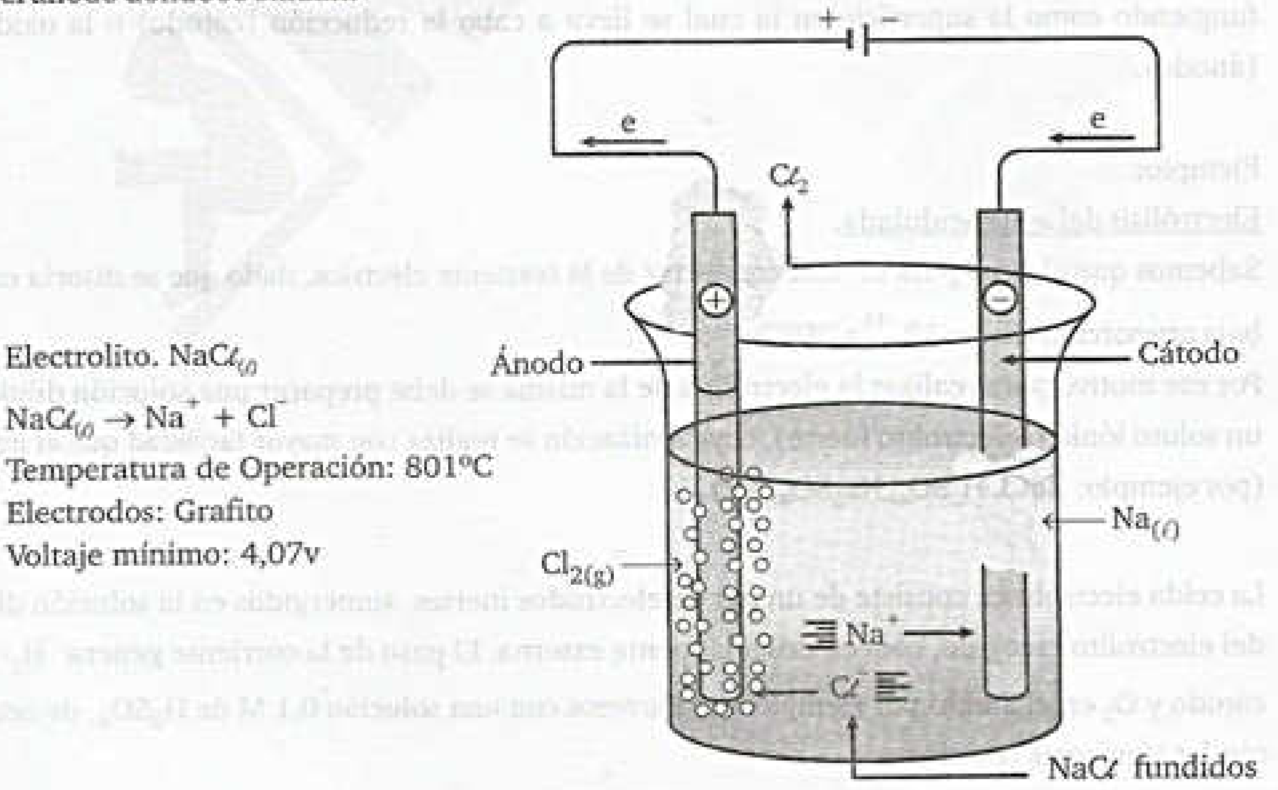
Reacción neta: $x^+ + y^- \rightarrow x + y$

TIPOS DE ELECTROLISIS

Aunque los procesos electrolíticos son similares en cuanto al mecanismo que se lleva a cabo en ellos, podemos distinguir 3 tipos:

1. Electrólisis de sales fundidas.
   las sales que son producto de enlaces iónicos tienen entre sus características un alto punto de fusión y de ebullición. Cuando se va a realizar la electrólisis de una sal fundida, debe aumentarse la temperatura lo suficiente para que pueda darse el cambio de estado sólido al líquido. Una vez logrado lo anterior, se procede a colocar los electrodos ya suministrar la corriente necesaria para que el proceso electrolítico se lleve a cabo.

   Ejemplo:
   Electrólisis del cloruro de sodio fundido.
   En su fase fundida, el cloruro de sodio se puede electrolizar para formar sodio metálico en estado líquido y cloro gaseoso. En la electrólisis del Nacl fundida, los iones Na^+ aceptan los electrones y se reducen a Na en el cátodo, como los iones Na^+ cerca del cátodo se reducen, los iones adicionales de Na^+ migran hacia el. De igual forma, existe un movimiento neto de iones $C\ell^-$ hacia el ánodo donde se oxidan.



Las reacciones del electrodo para la electrólisis son:

CÁTODO: El ión sodio se reduce formando sodio metálico en estado líquido, esto debido a la temperatura reinante:

$$Na^{+1}_{(\ell)} + 1e^- \longrightarrow Na_{(\ell)}$$

ÁNODO: l ión cloruro se oxida formando cloro molecular, el cual se libera en forma de gas:

$$Cl^{-1}_{(\ell)} \longrightarrow \frac{1}{2}Cl_{2(g)} + 1e^-$$

Por lo tanto la reacción neta del proceso es:

$$Na^{+1}_{(\ell)} + Cl^{-1}_{(\ell)} \longrightarrow Na_{(\ell)} + \frac{1}{2}Cl_{2(g)}$$

Observe como la fuente de energía está conectada a los electrodos. El terminal positivo está conectado al ánodo y el terminal negativo está conectado al cátodo, cual impulsa a los electrones a moverse del ánodo al cátodo.

2. Electrólisis de disoluciones acuosas.

Como su nombre lo indica, se procede a partir de la disolución de sales en agua, con lo cual se puede obtener la disolución iónica de la sal sin tener que elevar su temperatura, lo cual representa un ahorro tanto de energía como de dinero. Sin embargo, el medio acuoso interviene de forma determinante en el proceso electrolítico y puede suceder que si el potencial estándar de reducción de la sustancia es menor que el correspondiente al agua, se obtenga oxigeno o hidrogeno en lugar de la sustancia deseada.

En los dos casos anteriores se utilizan electrodos inertes, es decir, electrodos que solo participan fungiendo como la superficie en la cual se lleva a cabo la reducción (cátodo) o la oxidación (ánodo).

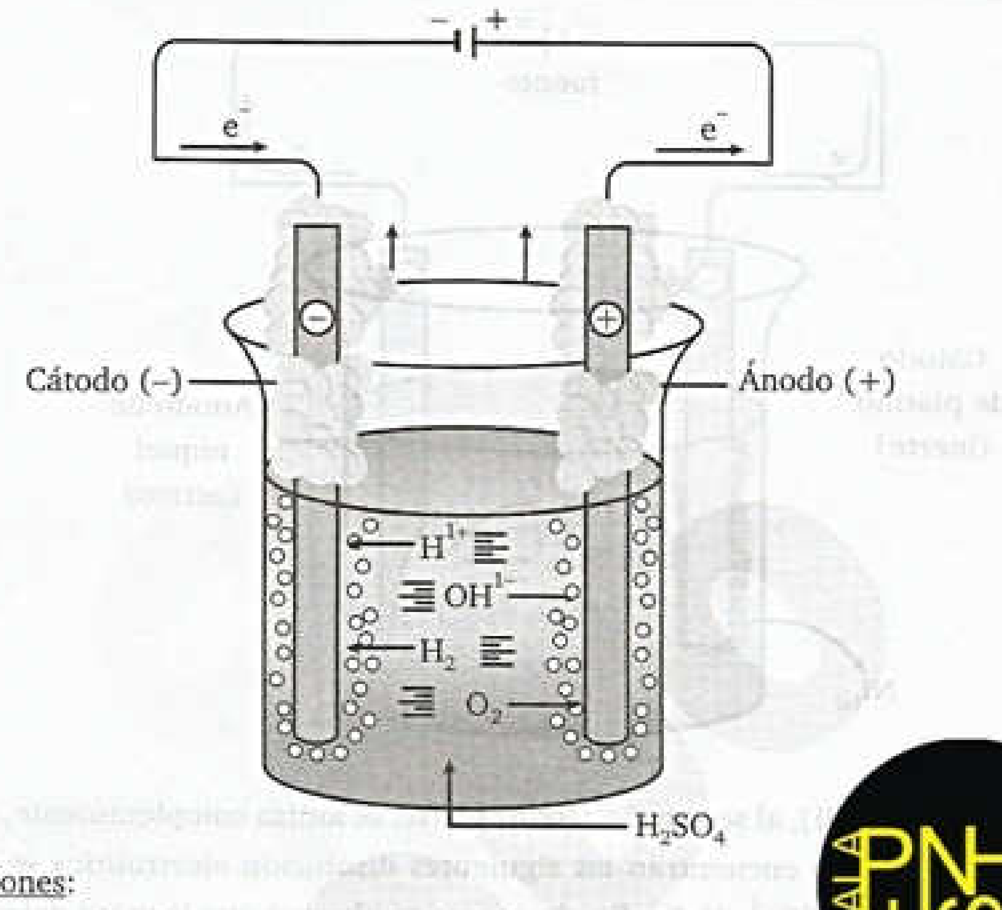
Ejemplo:

Electrólisis del agua acidulada.

Sabemos que el agua pura es mal conductor de la corriente eléctrica, dado que se disocia en muy baja proporción ($Kw = 10^{-14}$ a 25°C).

Por ese motivo para realizar la electrólisis de la misma se debe preparar una solución diluida de un soluto iónico (electrolito fuerte), cuya ionización se realiza con mayor facilidad que el agua, (por ejemplo: NaCl, H_2SO_4, Na_2SO_4, etc).

La celda electrolítica consiste de un par de electrodos inertes, sumergidos en la solución diluida del electrolito escogido, conectados a la fuente externa. El paso de la corriente genera H_2 en el cátodo y O_2 en el ánodo, por ejemplo trabajaremos con una solución 0,1 M de H_2SO_4, de acuerdo con las siguientes reacciones:



Semireacciones:

Ánodo: $4(OH)^-_{(ac)} \rightarrow O_{2(g)} + 2H_2O_{(\ell)} + 4e^-$

Cátodo: $4H^+_{(ac)} + 4e^- \rightarrow 2H_{2(g)}$

Reacción Neta: $4(OH)^-_{(ac)} + 4H^+_{(ac)} \rightarrow 2H_{2(g)} + O_{2(g)} + 2H_2O_{(\ell)}$

Intervenir como se aprecia el electrolito no se electroliza, su función es proporcionar los iones para las conducciones de la corriente eléctrica, sin intervenir en la reacción.

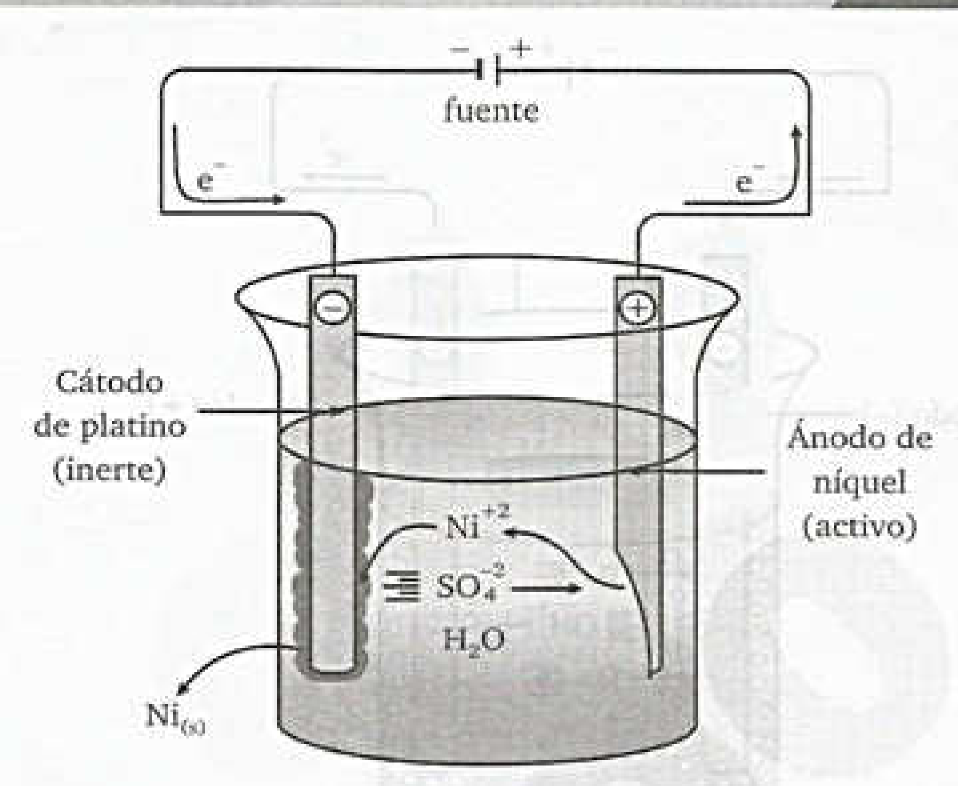
3. Electrólisis con electrodos activos.

Existe este tipo de electrólisis en el que se utilizan electrodos activos, entendiendo que tanto el ánodo como el cátodo participan en la reacción. La galvanoplastia es otra aplicación industrial electrolítica, se basa en el proceso de electrodeposición de un metal sobre una superficie que precisa un recubrimiento resistente y duradero, para de esta forma mejorar sus características. Con ello se consigue proporcionar no solo dureza, sino duración y belleza.

La electroquímica ha avanzado y desarrollado nuevas técnicas para colocar capas de material sobre los electrodos, aumentando de esta forma su eficiencia.

Electrólisis del sulfato de níquel ($NiSO_4$)

En este proceso utilizamos como electrolito el sulfato de níquel (II) en disolución acuosa con cátodo inerte (platino) y un ánodo activo (barra de níquel).



El sulfato de níquel (II), al ser un electrolito fuerte, se ioniza completamente, por lo que en la disolución electrolítica se encuentran las siguientes disolución electrolítica se encuentran las siguientes especies: Ni^{+2}, SO_4^{-2}, H_2O . En el proceso se observa que la masa del cátodo aumenta continuamente y la masa del cátodo disminuye. ¿Cuál es la explicación de estos hechos experimentales?

Esto quiere decir que la masa del cátodo aumenta implica que en su superficie se está depositando un material sólido, para que esto suceda, el ión Ni^{+2} presente en la solución se reduce según

$Ni^{+2}_{(ac)} + 2e^- \rightarrow Ni_{(s)}$ (semireacción de reducción)

Si la masa del ánodo disminuye, significa que los átomos de níquel se oxidan pasando a la solución en forma de Ni^{+2}. La oxidación que experimenta el níquel nos demuestra que este metal es un electrodo activo.

Sobre la superficie del ánodo se produce la oxidación del agua:

$$2H_2O_{(\ell)} \longrightarrow 4H^+_{(ac)} + O_{2(g)} + 4e^-$$

La reacción neta será:

$$2\,Ni^{2+}_{(ac)} + 2H_2O_{(\ell)} \longrightarrow 4H^+_{(ac)} + 2Ni_{(s)} + O_{2(g)}$$

Este tipo de proceso electrolíticos donde se hace uso de electrodos activos es ampliamente utilizado en la purificación de metales (electrorrefinación) y en la electrodeposición. Por electrorrefinación obtenemos metales con alto grado de pureza, como cobre, aluminio, plata, níquel, cinc, etc.

La electrodeposición consiste en un recubrimiento de ceirta sueprficie sólida (generalmente superficies metálicas) con un metal noble, con la finalidad de protegerla de la oxidación o corrosión, o para darle más estética. De este modo se realiza el cromado, plateado, niquelado, etc.

A continuación indicamos algunas reglas de predicción de los productos de la electrólisis de soluciones acuosas:

CATIONES	De metales alcalinos (IA) y alcalinos térreos (IIA) no electrizan (salvo estén fundidos) debido a su elevada reactividad, en su lugar se reduce el agua y se libera gas hidrógeno, el resto de cationes se deposita en el electrodo cátodo. $2H_2O_{(\ell)} + 2e^- \longrightarrow H_{2(g)} + 2OH^-_{(ac)}$
ANIONES	Oxigenados (oxianiones) de elementos con su mayor estado de oxidación se electroliza, en su lugar el agua se oxida y se libera gas oxígeno, el resto de aniones produce no metales de forma molecular los cuales se depositan o liberan como gases en el electrodo ánodo. $2H_2O_{(\ell)} \longrightarrow O_{2(g)} + 4H^+_{(ac)} + 4e^-$

LEYES DE FARADAY

Michael Faraday estudio a fondo los procesos electrolitos y enunció dos leyes con las cuales se determinan las cantidades de productos que se obtienen en los electrodos a partir de la electrólisis.

PRIMERA LEY DE FARADAY

La cantidad de sustancias (masa) que se deposita o libera en un electrodo durante la electrólisis es proporcional a la cantidad de carga eléctrica que circula por el electrolito:

$$m_x = \frac{m_{Eq-x}g \cdot Q}{96500} \qquad m_x = \frac{m_{Eq-x}g \cdot I \cdot t}{96500}$$

Masa depositada o descompuesta ⟵ Relación Directa ⟶ Carga que circula

Donde: "m_{Eq-x}" es la masa equivalente de la sustancia "x" y "m" es la masa en gramos que se deposita o libera. "Q" es la carga eléctrica expresado en coulomb (C). "I" es la intensidad de corriente expresado en ampere (A) y "t" es el tiempo expresado en segundos (s).

SEGUNDA LEY DE FARADAY

Cuando se tienen dos o más celdas electrolíticas por la que circulan la misma cantidad de electricidad (conexiones en serie), las masas de las sustancias que se depositan o liberan en los electrodos son proporcionales a sus masas equivalentes.

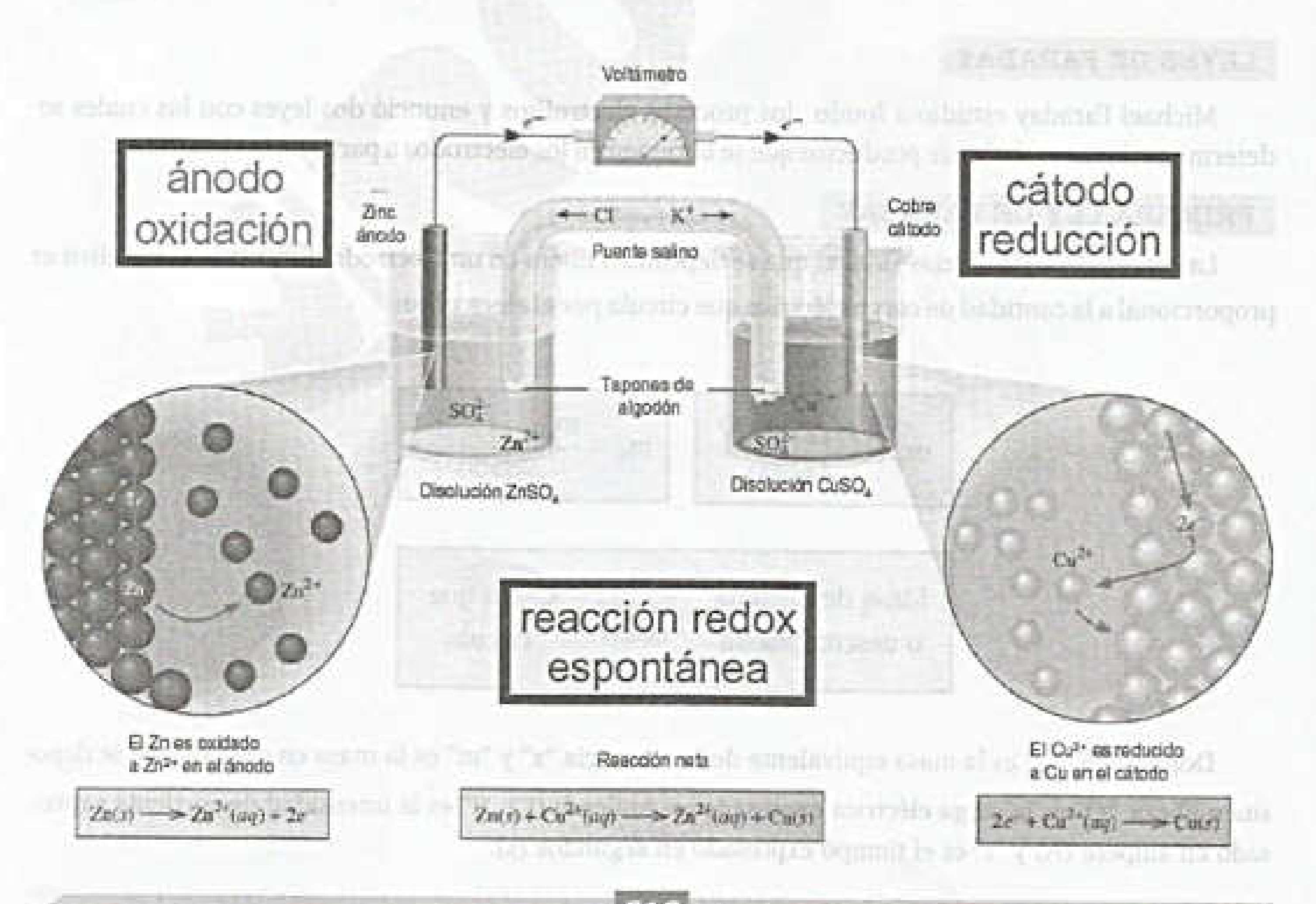
$$\left(\frac{m}{m_{Eq}}\right)_A = \left(\frac{m}{m_{Eq}}\right)_B = \left(\frac{m}{m_{Eq}}\right)_C$$

De acuerdo con estas leyes se define el faraday (F) que es la cantidad de carga eléctrica suministrada por una mol de electrones lo cual es equivalente a 96500 C, esta cantidad de carga produce (deposita o libera) un equivalente gramo (una masa equivalente expresada en gramos) de sustancia.

CELDAS GALVÁNICAS O PILAS

Las celdas galvánicas son dispositivos en cuyo interior se desarrollan de forma espontánea reacciones redox, lo que hace que dichos dispositivos produzcan corriente eléctrica. Son ejemplos de celdas galvánicas las pilas y baterías.

Esquema simple de una celda o pila galvánica de hierro y cobre:



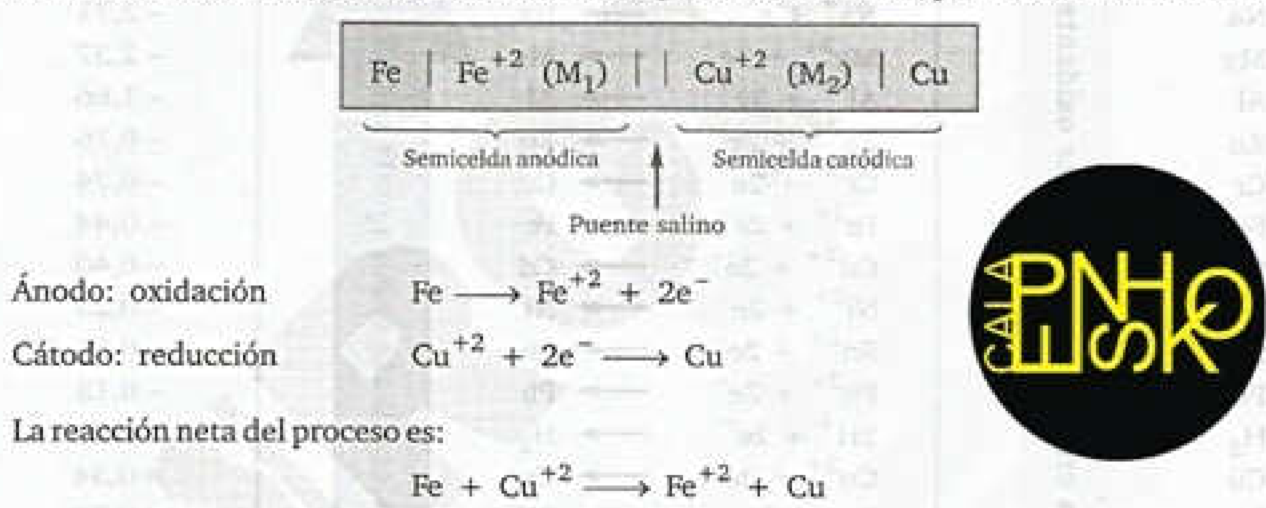
Se observan las siguientes partes y/o componentes:

- Dos semiceldas, una corresponde al ánodo (Fe) y la otra al cátodo (Cu), los cuales se encuentran conectados por el puente salino y el circuito externo.
- Los electrodos ánodo y cátodo que por lo general son electrodos activos, hacen contacto en cada semicelda las cuales contienen como electrolito iones del mismo material que los electrodos respectivamente.
- El puente salino es un sistema tubular de vidrio en forma de "U" invertido el cual contiene inmerso en un gel una solución satura de cloruro de potasio (KCl), su función es permitir el contacto eléctrico entre las semiceldas y evitar su polarización.
- Circuito eléctrico externo, el cual permite el flujo de la corriente eléctrica producida.

Contrariamente a una celda electrolítica, los electrodos de una celda galvánica poseen cargas eléctricas opuestas: cátodo (+) y ánodo (−), pero los procesos que se desarrollan son los mismos, en el ánodo ocurre la oxidación y en el cátodo la reducción.

ESQUEMA GENERAL DE UNA CELDA GALVÁNICA

De forma convencional toda celda galvánica presenta una representación general que permite reconocer a los electrodos y predecir las reacciones que se llevan a cabo, para celda anterior se tiene:



Ánodo: oxidación $\quad Fe \longrightarrow Fe^{+2} + 2e^-$

Cátodo: reducción $\quad Cu^{+2} + 2e^- \longrightarrow Cu$

La reacción neta del proceso es:

$$Fe + Cu^{+2} \longrightarrow Fe^{+2} + Cu$$

Esto quiere decir que a medida que se desarrolla la reacción el electrodo de hierro se consume (oxida) y la semicelda anódica se va saturando de iones Fe^{+2}, mientras que los iones Cu^{+2} del cátodo se depositan en el electrodo como cobre neutro, por lo que su concentración disminuye (se satura de iones negativos), en estas condiciones los iones (K^{+1} y Cl^{-1}) del puente salino migran hacia las semiceldas impidiendo su polarización alargando de esta forma el funcionamiento de la pila galvánica.

POTENCIALES ESTÁNDAR DE ELECTRODOS

Los potenciales estándar de electrodo ($\overset{o}{\xi}$) que puede ser de oxidación o reducción nos indican la tendencia de una sustancia (metal, no metal, compuesto iónico o molecular) a oxidarse y reducirse, nos sirve para conocer el potencial (voltaje) o fuerza electromotriz (fem) que produce una celda o pila galvánica, es una propiedad intensiva, según:

$$\overset{o}{\xi}_{celda} = \overset{o}{\xi}_{oxi} + \overset{o}{\xi}_{red}$$

Estos potenciales estándar se miden a 25°C, 1 atm y una molaridad de 1, tomando como referencia el electrodo patrón de hidrógeno al cual se le asigna un voltaje de 0,000V; para sus procesos de oxidación y reducción:

$$H_{2(g)} \rightleftarrows 2H^{+1}_{(ac)} + 2e^- \quad \overset{o}{\xi} = 0{,}000\ V$$

Además para un mismo electrodo se cumple:

$$\overset{o}{\xi}_{oxi} = -\overset{o}{\xi}_{red}$$

A continuación indicamos los potenciales estándar de reducción de algunas sustancias químicas empleados como electrodos o electrolitos:

Elemento	Semi – reacción de reducción	$\overset{o}{\xi}$ volt
Li	$Li^+ e^- \longrightarrow Li$	– 3,05
K	$K^+ + e^- \longrightarrow K$	– 2,93
Ca	$Ca^{2+} + 2e^- \longrightarrow Ca$	– 2,87
Na	$Na^+ + e^- \longrightarrow Na$	– 2,71
Mg	$Mg^{2+} + 2e^- \longrightarrow Mg$	– 2,37
Al	$Al^{3+} + 3e^- \longrightarrow Al$	– 1,66
Zn	$Zn^{2+} + 2e^- \longrightarrow Zn$	– 0,76
Cr	$Cr^{3+} + 2e^- \longrightarrow Cr$	– 0,74
Fe	$Fe^{2+} + 2e^- \longrightarrow Fe$	– 0,44
Cd	$Cd^{2+} + 2e^- \longrightarrow Cd$	– 0,40
Ni	$Ni^{2+} + 2e^- \longrightarrow Ni$	– 0,25
Sn	$Sn^{2+} + 2e^- \longrightarrow Sn$	– 0,14
Pb	$Pb^{2+} + 2e^- \longrightarrow Pb$	– 0,13
H_2	$2H^+ + 2e^- \longrightarrow H_2$	0,00
Cu	$Cu^{2+} + 2e^- \longrightarrow Cu$	+0,34
I_2	$I_2 + 2e^- \longrightarrow 2I^-$	+0,54
Hg	$Hg^{2+} + 2e^- \longrightarrow Hg$	+0,79
Ag	$Ag^+ + e^- \longrightarrow Ag$	+0,80
Br_2	$Br_2 + 2e^- \longrightarrow 2Br^-$	+1,08
Cl_2	$Cl_2 + 2e^- \longrightarrow 2Cl^-$	+1,36
Au	$Au^{3+} + 3e^- \longrightarrow Au$	+1,50
F_2	$F_2 + 2e^- \longrightarrow 2F^-$	+2,87

Fuerza creciente como agente oxidante — Fuerza creciente como agente reductor

POTENCIAL DE UNA CELDA EN CONDICIONES NO ESTÁNDAR

Para celdas a 25°C cuyo electrolito presenta una molaridad diferente a la unidad y si se presentan sustancias gaseosas su presión es diferente a una atmósfera. En estas condiciones el potencial de la celda o pila galvánica se determina a partir de la ecuación de Nerts.

$$\xi_{celda} = \overset{o}{\xi}_{celda} - \frac{0{,}0591}{n} \times \log Q$$

donde: "n" representa al número de electrones transferidos y "Q" es el cociente de reacción el cual relaciona las molaridades y/o presiones de las sustancias presentes en los electrolitos, es similar en su cálculo a la constante de equilibrio químico (Keq).

En el cálculo de los potenciales de una celda o pila galvánica, se puede evaluar tres tipos de condiciones:

$\xi_{celda} > 0$: La reacción redox ocurre de forma espontánea, se produce electricidad (celda galvánica).

$\xi_{celda} = 0$: La reacción se encuentra en equilibrio químico (Q = Keq).

$\xi_{celda} < 0$: La reacción redox es no espontánea, no se produce electricidad (electrólisis).

CELDAS DE CONCENTRACIÓN

Son aquellas celdas o pilas galvánicas donde los electrodos y los electrolitos son del mismo material, por ejemplo una celda de concentración de plata se representa según:

$$Ag \mid Ag^{+1}\ (M_1) \parallel Ag^{+1}\ (M_2) \mid Ag$$

En estas celdas como el cátodo y el ánodo son del mismo material se cumple:

$$\overset{o}{\xi}_{celda} = 0\ V$$

Por lo tanto el potencial de la celda se determina según:

$$\overset{o}{\xi}_{celda} = -\frac{0{,}0591}{n} \cdot \log\frac{[\text{ánodo}]}{[\text{cátodo}]}$$

Donde si se quiere producir electricidad, la concentración (molaridad) del electrolito en el ánodo debe ser menor a la concentración del electrolito en el cátodo.

APLICACIONES

La electroquímica presenta múltiples y numerosas aplicaciones, tanto en los procesos electrolíticos como galvanices, tenemos:

Para la electrólisis

- Recubrimientos metálicos (galvanoplastia) como el cromado, dorado, plateado, zincados, etc.
- Obtención de elementos químicos: Na, Li, Al, H_2, O_2, Cl_2, etc. a partir de la electrólisis de sus compuestos.
- Purificación de metales (electro refinación).
- Galvanoplastía (recubrimiento de plástico)

Para los procesos galvánicos

- Producción de la electricidad a partir de las pilas y baterías, como en los casos:
  Pilas secas y alcalinas.
  Acumulador de plomo (baterías) y acumulador Edison.
  Batería de ión litio.
  Baterías de níquel y cadmio (NICAD) empleando en celulares.
- Protección contra la corrosión, empleando electrodos de sacrificio.



A todo el público en general:

El Proyecto Modo Scan+100 2.0, nace de una idea del
Team Calapenshko,
el cual es difundir todo aquel texto inédito que no esté
circulando en la red.

Nuestro Grupo Calapenshko hace el mejor esfuerzo para digitalizar este libro, y así usted estimado lector pueda obtener la mejor experiencia que toda persona desea al abrir un libro.

Este proyecto llega gracias a las **donaciones que se pudo obtener de 100 personas** comprometidas con el proyecto **MODO SCAN+100 2.0**.

Este libro no debe ser prostituito monetariamente, este libro no debe ser coleccionado, este libro debe ser destruido analíticamente, así que te invito a leerlo.

No pagues por este libro de **circulación gratuita**,
búscalo en la red.

Atentamente, el GRUPO CALAPENSHKO

02 de setiembre del 2020



EJERCICIOS DE APLICACIÓN



1. Respecto a la electroquímica, identifique las afirmaciones correctas:
   I. Estudia la relación que existe en los procesos químicos y eléctricos.
   II. La electrólisis es un proceso que se desarrolla de forma no espontánea.
   III. Una aplicación de esta rama de la química es en la elaboración de pilas y baterías.

   Rpta.: ....

2. Identifique la alternativa que no posee uno de los componentes de la celda o cuba electrolítica:
   I) Recipiente o cuba.
   II) Electrodos.
   III) Electrolito.
   IV) Fuente de corriente continua.
   V) Puente salino.

   Rpta.: ....

3. Se somete a electrólisis una muestra de cloruro de calcio ($CaCl_2$) fundido donde se emplea una carga eléctrica de 48250 coulomb. Halle la masa de calcio que se recoge en el cátodo.

   Rpta.: ....

4. Se lleva a cabo la electrólisis del agua acidulada empleando una corriente de 19,3 amperes durante 100 minutos. Halle la masa de gas hidrógeno que se libera en el cátodo.

   Rpta.: ....

5. Indique los productos anódicos obtenido a partir de la electrólisis de las siguientes muestras:
   I. Fluoruro de calcio CaF_2 fundido.
   II. Solución acuosa de $AgNO_3$:

   Rpta.: ....

6. Sobre las celdas galvánicas, indique la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:
   I. Son dispositivos donde se produce corriente eléctrica a partir de reacciones redox.
   II. El puente salino sirve para garantizar el flujo de las soluciones en ambas semiceldas.
   III. Las formas sofisticadas de estas celdas son las pilas y baterías.

   Rpta.: ....

7. De acuerdo con los datos de potenciales estándar. Identifique a la sustancia que más fácilmente se oxida:

   $Zn^{2+} + 2e^- \rightarrow Zn \qquad \xi = -0{,}76\,V$

   $Ca^{2+} + 2e^- \rightarrow Ca \qquad \xi = -2{,}78\,V$

   $Pb^{2+} + 2e^- \rightarrow Pb \qquad \xi = -0{,}13\,V$

   $I_2 + 2e^- \rightarrow 2I- \qquad \xi = +0{,}54\,V$

   Rpta.: ....

8. De acuerdo con los datos de potenciales estándar del problema anterior. Identifique a la sustancia que más fácilmente se reduce:

   Rpta.: ....

9. Si se forma una celda galvánica con los siguientes electrodos. Halle el potencial estándar de la celda.

   $Sn^{2+} + 2e^- \rightarrow Sn \qquad \xi = -0{,}14\,V$

   $Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu \qquad \xi = +0{,}34\,V$

   Rpta.: ....

10. Halle el potencial de la celda siguiente:

    $Zn|Zn^{2+}(1\,M)||Pb^{2+}(1\,M)|Pb$

    Rpta.: ....

PROBLEMAS RESUELTOS

PROBLEMA 1 Respecto a la electrólisis, indicar verdadero (V) o falso (F):

I. Viene a ser un proceso redox espontáneo.
II. Ocurre por acción de la corriente eléctrica del tipo "continua".
III. Los procesos de oxidación y reducción ocurren en la superficie de los electrodos.

A) VVV B) VFV C) FVV
D) VVF E) FVF

Resolución:

I. FALSO : La electrólisis es un proceso redox no espontáneo, ya que la reacción es provocada por el paso de la corriente eléctrica.

II. VERDADERO : En estos procesos el tipo de corriente eléctrica empleado es "continua" o directa lo cual generalmente proviene de pilas y baterías.

II. VERDADERO : Los electrodos son los terminales del circuito eléctrico externo, sobre sus superficies ocurren los procesos de reducción y oxidación.

∴ CLAVE: C

PROBLEMA 2 Sobre las afirmaciones respecto a las celdas electrolíticas, indicar lo correcto:

I. El electrodo cátodo posee carga eléctrica positiva ya que atrae a los cationes del electrolito.
II. En el electrodo ánodo ocurre el proceso de oxidación.
III. El electrolito puede ser una sustancia fundida o en solución los cuales conducen a la electricidad.

A) Sólo I B) I y II C) Sólo I
D) II y III E) Sólo III

Resolución:

I. INCORRECTO : El electrodo denominado cátodo tiene como función atraer a los cationes que como sabemos son iones positivos, por esta razón el cátodo debe poseer carga contraria es decir debe ser negativo.

II. CORRECTO : El electrodo ánodo (+) atrae a los aniones o iones negativos, los cuales se oxidan en sus superficie convirtiéndose en especies neutras los que a la vez se pueden depositar o liberar.

III. CORRECTO : El electrolito es la sustancia que sirve como medio conductor de la electricidad puede ser una sustancia fundida (líquida) o en solución, siempre y cuando posee iones de cargas opuestas.

∴ CLAVE: D

PROBLEMA 3 En relación a la electrólisis de la "salmuera", indicar verdadero (V) o falso (F):

I. Los productos son sodio metálico en el cátodo y cloro gaseoso en el ánodo.
II. En el cátodo ocurre la reducción del agua y se libera gas hidrógeno (H_2).
III. La solución que permanece en la celda presenta carácter básico.

A) VVV B) VFV C) FVV
D) VVF E) FVF

Resolución:

I. FALSO : La salmuera es una solución acuosa de cloruro de sodio (NaCl), su electrólisis genera como productos los gases: H_2 (cátodo) y Cl_2 (ánodo).

II. VERDADERO : En el electrodo cátodo ocurre la reducción del agua ya que este posee mayor potencial de reducción del ión sodio (Na^+), se libera gas hidrógeno (H_2):

$$2H_2O_{(\ell)} + 2e^- \longrightarrow H_{2(g)} + 2OH^-_{(ac)}$$

II. VERDADERO : El ión sodio permanece en solución junto con los iones hidroxilo (OH^-) provenientes de la reducción del agua, por lo tanto dicha solución presenta propiedades básicas.

∴ CLAVE: C

PROBLEMA 4 Si se lleva a cabo la electrólisis de una solución acuosa de nitrato de potasio (KNO_3). ¿Qué sustancia se recoge en el electrodo cátodo?

A) H_2 B) O_2 C) N_2
D) K E) NO_2

Resolución: Para esta electrólisis las especies presentes dentro del electrolito son:

- K^{+1}
- NO_3^{-1}
- H_2O

El ión potasio emigra hacia el cátodo (–), él debería reducirse pero por ser un metal muy reactivo de forma neutra y además por poseer menor potencial de reducción que el agua no se reduce en su lugar lo hace el agua que también está presente, la reacción es:

$$2H_2O_{(\ell)} + 2e^- \longrightarrow H_{2(g)} + 2OH^-_{(ac)}$$

Se libera gas hidrógeno como producto.

∴ CLAVE: A

PROBLEMA 5 Durante la electrólisis del cloruro de calcio ($CaCl_2$) fundido se suministra 5 moles de electrones a través del electrolito. Hallar la masa de calcio metálico (PA = 40) que se deposita en el cátodo.

A) 50 g B) 80 g C) 100 g
D) 125 g E) 40 g

Resolución: Para esta electrólisis las especies presentes dentro del electrolito son:

- Ca^{+2}
- Cl^{-1}

El calcio se deposita en el cátodo por reducción según:

$$Ca^{+2} + 2e^- \longrightarrow Ca$$

Por lo tanto su peso equivalente (PE) es:

$$PE = \frac{PA}{\theta} = \frac{40}{2} = 20$$

Luego teniendo en cuenta que cada mol de electrones (Faraday) deposita un equivalente gramo de sustancia se cumple:

$$1F \xrightarrow{\text{deposita}} 1 \text{ eq-g} \equiv (PE)g$$

1F ———— 20 g Ca
5F ———— m

$$\Rightarrow m = \frac{5 \times 20}{1}$$

$$m = 100 \text{ g Ca}$$

∴ CLAVE: C

PROBLEMA 6 ¿Qué masa de gas hidrógeno se libera en el electrodo cátodo durante la electrólisis del agua, si se emplea una carga eléctrica de 9 650C?

A) 0,1 g B) 10 g C) 1 g
D) 0,01 g E) 100 g

Resolución: Para esta electrólisis donde se libera gas hidrógeno (PE = 1), se tiene:

$$Q = 9\,650C$$

La masa de gas hidrógeno lo hallamos a partir de la primera ley de Faraday:

$$m_X = \frac{(PE_X)\,g \times Q}{96500}$$

$$m_{H_2} = \frac{(1)\,g \times 9650}{96500}$$

$$m_{H_2} = 0{,}1\ g$$

$\therefore$ CLAVE: A

PROBLEMA 7 Durante la electrólisis de una solución acuosa de cloruro ferroso ($FeCl_2$), se suministra una corriente eléctrica de 9,65 ampere durante 1 000 segundos. Hallar la masa de hierro metálico (PA = 56) que se deposita en el cátodo.

A) 28 g B) 2,8 g C) 280 g
D) 0,28 g E) 5,6 g

Resolución: Para esta electrólisis, el hierro se deposita producto de la siguiente reducción:

$$Fe^{+2} + 2e^{-} \longrightarrow Fe$$

Esto de acuerdo con la fórmula del electrolito, el peso equivalente del hierro es:

$$PE = \frac{PA}{\theta} = \frac{56}{2} = 28$$

Además se tiene los siguientes datos:

$I = 9{,}65\ A$
$t = 1\,000\ s$

La masa de hierro lo hallamos de:

$$m_X = \frac{(PE_X)\,g \times I \times t}{96500}$$

$$m_{Fe} = \frac{(28)\,g \times 9{,}65 \times 1000}{96500}$$

$$m_{Fe} = 2{,}8\ g$$

$\therefore$ CLAVE: B

PROBLEMA 8 Del problema anterior hallar la masa del gas cloro Cl_2 ($\overline{M} = 71$) que se libera en el electrodo ánodo.

A) 35,5 g B) 71 g C) 7,1 g
D) 3,55 g E) 0,355

Resolución: Sabemos que el peso equivalente del cloro en sus cloruros como en esta electrólisis es igual a 35,5.

Luego la masa del gas cloro (Cl_2) que se libera en el ánodo es:

$$m_X = \frac{(PE_X)\ g \times I \times t}{96500}$$

$$m_{Cl_2} = \frac{(35,5)\ g \times 9,65 \times 1000}{96500}$$

$$m_{Cl_2} = 3,55\ g$$

∴ CLAVE: D

PROBLEMA 9 ¿Qué volumen de gas oxígeno (O_2) medido a condiciones normales se libera a partir de la electrólisis del agua acidulada, si en el proceso se emplea una corriente de 50 ampere durante una hora?

A) 10,5 L B) 15,2 L C) 2,22 L
D) 30,3 L E) 20,8 L

Resolución: Sabemos que el peso equivalente del gas oxígeno O_2 ($\overline{M} = 32$) es 8.

Para esta electrólisis se tienen los datos:

$I = 50\ A$
$t = 1\ hora = 3\,600\ s$

La masa de este gas es:

$$m_X = \frac{(PE_X)\ g \times I \times t}{96500}$$

$$m_{O_2} = \frac{(8)\ g \times 50 \times 3600}{96500}$$

$$m_{O_2} = 15\ g$$

Como nos piden su volumen a condiciones normales, primero hallamos su número de moles (n) ya que en esas condiciones cada mol ocupa un volumen de 22,4 L:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{15}{31} = 0,47$$

$$V = 0,47 \times 22,4\ L = 10,5\ L$$

∴ CLAVE: A

PROBLEMA 10 Se tienen dos celdas conectadas en serie donde los electrolitos son soluciones acuosas de nitrato de plata ($AgNO_3$) y sulfato de cobre ($CuSO_4$), si en el cátodo de uno de ellos se deposita 10,8 g de plata (PA = 108). Hallar la masa de cobre (PA = 63,5) que se deposita en el cátodo de la otra celda.

A) 3,175 g B) 2,88 g C) 1,115 g
D) 2,225 g E) 8,755 g

Resolución: Los metales depositados en los cátodos de las celdas del problema son productos de la reducción según:

$$Ag^{+1} + 1e^- \longrightarrow Ag$$

$$Cu^{+2} + 2e^- \longrightarrow Cu$$

No olvidarse que dichos cationes se deducen de las fórmulas de las sales del problema.

Los pesos equivalentes de estos metales son:

$$PE_{Ag} = \frac{PA}{\theta} = \frac{108}{1} = 108$$

$$PE_{Cu} = \frac{PA}{\theta} = \frac{63,5}{2} = 31,75$$

Se tiene como dato la masa de plata depositada el cual es de 10,8 g.

La masa de cobre lo hallamos a partir de la segunda ley de Faraday:

$$\left(\frac{m}{PE}\right)_{Ag} = \left(\frac{m}{PE}\right)_{Cu}$$

$$\left(\frac{10,8g}{108}\right) = \left(\frac{m_{Cu}}{31,75}\right)$$

$$m_{Cu} = 3,175\ g$$

∴ CLAVE: A

PROBLEMA 11 En relación a las celdas galvánicas, indicar verdadero (V) o falso (F):

I. En este dispositivo se produce electricidad a partir de reacciones redox espontáneas.
II. Al igual que en las celdas electrolíticas el electrodo ánodo posee carga eléctrica positiva.
III. En el electrodo cátodo ocurre la reducción.

A) VVV B) VFV C) FVV
D) VVF E) FVF

Resolución:

I. VERDADERO : Se produce corriente eléctrica continua ya que en su interior ocurren reacciones redox de forma espontánea.

II. FALSO : Las cargas eléctricas de los electrodos: ánodo (–) y cátodo (+) son contrarias a las cargas eléctricas de las celdas electrolíticas, pero los procesos que se desarrollan son los mismos.

III. VERDADERO : Al igual que las celdas electrolíticas en el cátodo ocurre la reducción, mientras que en el ánodo ocurre la oxidación.

∴ CLAVE: B

PROBLEMA 12 Indicar lo correcto sobre las celdas galvánicas:

I. El voltaje producido por estas celdas o pilas depende de los potenciales estándar.
II. Por el puente salino circula electrones.
III. La corriente eléctrica producida es de tipo alterna.

A) Sólo I B) I y II C) Sólo II
D) I y III E) Sólo III

Resolución:

I. CORRECTO : El voltaje o fuerza electromotriz (fem) de estos dispositivos dependen de los potenciales estándar ($\overset{o}{\xi}$) de los electrodos, y en condiciones no estándar depende también de las concentraciones de los electrolitos, así como de la temperatura y la presión.

II. INCORRECTO : El puente salino tiene por función evitar la polarización de las semiceldas haciendo migrar los iones que posee en su interior, por él no circula corriente eléctrica.

III. INCORRECTO : La corriente eléctrica fluye del ánodo con dirección al cátodo, por lo que es del tipo continua o directa.

∴ CLAVE: A

PROBLEMA 13 A continuación se indica la notación general de una celda o pila galvánica de zinc y cobre:

$$Zn \mid Zn^{+2}(1M) \parallel Cu^{+2}(1M) \mid Cu$$

I. El electrodo de zinc es el ánodo.
II. Las concentraciones de los electrolitos, indican condiciones estándar.
III. Se transfieren 4 electrones.

A) VVV B) VFV C) FVV
D) VVF E) FVF

Resolución:

I. VERDADERO : De acuerdo con la notación general de una celda o pila galvánica el electrodo ánodo así como la semicelda anódica se indica en la parte izquierda en este caso corresponde al zinc:

$$Zn \mid Zn^{+2}(1M) \mid$$

II. FALSO : Los electrolitos que contiene las semiceldas poseen una concentración de uno molar (1M), se dice que están en condiciones estándar.

III. VERDADERO : Como el metal zinc es el ánodo, participa en el proceso de oxidación:

$$Zn \longrightarrow Zn^{+2} + 2e^-$$

Estos electrones perdidos son captados por los iones cobre sobre el cátodo los cuales se reducen:

$$Cu^{+2} + 2e^- \longrightarrow Cu$$

Por lo tanto se observa la transferencia de 2 electrones.

$\therefore$ CLAVE: B

PROBLEMA 14 Se tienen los siguientes datos de potenciales estándar de reducción:

I. $Ag^{+1} + 1e^- \rightleftarrows Ag$ $\quad \overset{o}{\xi} = 0,80\,V$
II. $Cu^{+2} + 2e^- \rightleftarrows Cu$ $\quad \overset{o}{\xi} = 0,34\,V$
III. $Pb^{+2} + 2e^- \rightleftarrows Pb$ $\quad \overset{o}{\xi} = -0,13\,V$

Ordenarlos de forma creciente respecto a su fuerza como oxidante.

A) I, II, III B) III, II, I C) I, III, II
D) III, I, II E) II, I, III

Resolución: Sabemos que los potenciales estándar nos indican la tendencia que poseen las sustancias a reducirse u oxidarse, en este caso el potencial estándar de reducción nos indica la tendencia a reducirse (ganar electrones) lo cual como sabemos es proporcional a su poder oxidante.

Este quiere decir que la especie que pose mayor potencial de reducción se reduce con facilidad y es el mejor agente oxidante.

Luego observando los potenciales dato, el orden creciente de poder oxidante es:

I, II, III

∴ CLAVE: A

PROBLEMA 15 Del problema anterior. ¿Qué pareja de electrodos seria la más conveniente para formar una celda galvánica?

A) Ag/Cu B) Pb/Ag C) Cu/Pb
D) Pb/Cu E) Cu/Ag

Resolución: Observando los datos de potenciales vemos que la plata posee el mayor valor, por lo que se reduce más fácilmente, esto quiere decir que si formamos una celda galvánica él debe ser el cátodo, análogamente si invertimos las reacciones el plomo tendría el mayor potencial de oxidación por lo que sería el ánodo.

Luego la celda galvánica (ánodo/cátodo) mas conveniente sería: Pb/Ag.

∴ CLAVE: B

PROBLEMA 16 Se tienen los siguientes datos de potenciales estándar de reducción:

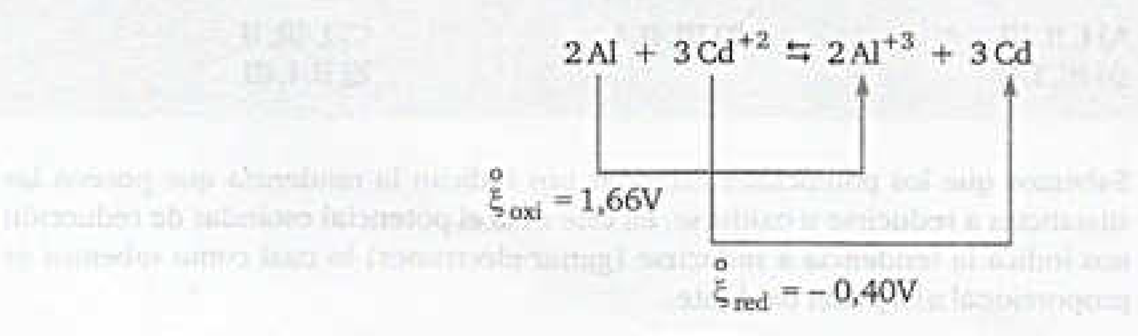
I. $Al^{+3} + 3e^- \leftrightharpoons Al$ $\quad \overset{o}{\xi} = -1,66\,V$

II. $Cd^{+2} + 2e^- \leftrightharpoons Cd$ $\quad \overset{o}{\xi} = -0,40\,V$

Hallar el potencial estándar de la celda galvánica formado con dichos electrodos.

A) 1,26 V B) –1,98 V C) 2,78 V
D) –2,78 V E) 0,00 V

Resolución: Se observa que el cadmio posee mayor potencial de reducción por lo que él seria el cátodo (se reduce), mientras que el aluminio sería el ánodo (se oxida), por lo tanto la reacción que se desarrolla en la celda es:



No olvidarse que para un mismo electrodo, se cumple:

$$\overset{o}{\xi}_{oxi} = -\overset{o}{\xi}_{red}$$

Luego el potencial estándar de la celda o pila galvánica es:

$$\overset{o}{\xi}_{celda} = \overset{o}{\xi}_{oxi} + \overset{o}{\xi}_{red}$$

$$\overset{o}{\xi}_{celda} = 1{,}66\ V + (-0{,}04\ V)$$

$$\overset{o}{\xi}_{celda} = 1{,}26\ V$$

$\therefore$ CLAVE: A

PROBLEMA 17 De acuerdo con la siguiente notación de celda galvánica. Hallar su potencial estándar.

$$Pb \mid Pb^{+2}(1M) \mid\mid Cu^{+2}(1M) \mid Cu$$

A) 2,24 V B) – 2,24 V C) 1,14 V
D) – 1,14 V E) 0,47 V

Resolución: En base a la notación general de celda galvánica, se deduce que el plomo es el ánodo (se oxida) y el cobre es el cátodo (se reduce), por lo tanto la reacción que se desarrolla en dicha celda es:

$$Pb + Cu^{+2} \leftrightarrows Pb^{+2} + Cu$$

$\overset{o}{\xi}_{oxi} = 0{,}13\ V$ (Pb → Pb^{+2})

$\overset{o}{\xi}_{red} = 0{,}34\ V$ (Cu^{+2} → Cu)

Luego el potencial estándar de la celda o pila galvánica es:

$$\overset{o}{\xi}_{celda} = \overset{o}{\xi}_{oxi} + \overset{o}{\xi}_{red}$$

$$\overset{o}{\xi}_{celda} = 0{,}13\ V + 0{,}34\ V$$

$$\overset{o}{\xi}_{celda} = 0{,}47\ V$$

$\therefore$ CLAVE: E

PROBLEMA 18 Dada la siguiente información de potenciales estándar de reducción, en voltios:

$E^\circ\,(Ag^+_{(ac)}/Ag_{(s)}) = +0,80$

$E^\circ\,(Cu^{2+}_{(ac)}/Cu_{(s)}) = +0,34$

$E^\circ\,(Ni^{2+}_{(ac)}/Ni_{(s)}) = -0,28$

Indique la representación abreviada de la celda galvánica que puede construirse y que genere el mayor potencial (en voltios). **ADMISIÓN UNI 2017 - I**

A) $Ag_{(s)}/Ag^+(1M)||Cu^{2+}(1M)/Cu_{(s)}$ B) $Ag_{(s)}/Ag^+(1M)||Ni^{2+}(1M)/Ni_{(s)}$

C) $Cu_{(s)}/Cu^{2+}(1M)||Ag^+(1M)/Ag_{(s)}$

D) $Cu_{(s)}/Cu^{2+}(1M)||Ni^{2+}(1M)/Ni_{(s)}$ E) $Ni_{(s)}/Ni^{2+}(1M)||Ag^+(1M)/Ag_{(s)}$

Resolución: De los datos:

El de mayor potencial de reducción es Ag^{1+}/Ag (Semireación catódica) y el de menor potencial es Ni^{2+}/Ni, por lo que tiene la mayor capacidad de oxidación Ni/Ni^{2+}. La reacción neta será:

$$2Ag^+ + Ni \rightleftarrows 2Ag + 2Ni^{2+}$$

Entonces, la representación abreviada de la celda galvánica (notación de pila), debe ser:

$$\boxed{Ni_{(s)}/Ni^{2+}(1M)||Ag^+(1M)/Ag_{(s)}}$$

∴ CLAVE: E

PROBLEMA 19 Hallar el potencial de la siguiente celda galvánica, la cual se encuentra a 25°C:

$$Zn\,|\,Zn^{+2}(0{,}001M)\,||\,Cu^{+2}(0{,}1M)\,|\,Cu$$

$$Zn^{+2} + 2e^- \leftrightarrows Zn \quad \overset{o}{\xi} = -0{,}76\,V$$

A) 1,1 V B) 2,22 V C) 1,16 V

D) 0,98 V E) 2,16 V

Resolución: En base a la notación general de celda galvánica, se deduce que el zinc es el ánodo (se oxida) y el cobre es el cátodo (se reduce), por lo tanto la reacción que se desarrolla en dicha celda es:

$$Zn + Cu^{+2}(0{,}1M) \leftrightarrows Zn^{+2}(0{,}001M) + Cu$$

$\overset{o}{\xi}_{oxi} = 0{,}76\,V$

$\overset{o}{\xi}_{red} = 0{,}34\,V$

Luego el potencial estándar de la celda o pila galvánica es:

$$\overset{o}{\xi}_{celda} = 0{,}76\ V + 0{,}34\ V = 1{,}1\ V$$

Como dicha celda se encuentra en condiciones no estándar debemos conocer adicionalmente el número de electrones transferidos (n) y el cociente de reacción (Q).

De la reacción redox, se tiene:

$$n = 2$$

$$Q = \frac{[Zn^{+2}]}{[Cu^{+2}]} = \frac{(0{,}001)}{(0{,}1)} = 0{,}01$$

Luego el potencial de la celda lo hallamos en base a la ecuación de Nerts:

$$\xi_{celda} = \overset{o}{\xi}_{celda} - \frac{0{,}0591}{n} \times \log Q$$

$$\xi_{celda} = 1{,}1 - \frac{0{,}0591}{2} \times \log 0{,}01$$

$$\xi_{celda} = 1{,}16\ V$$

∴ CLAVE: C

PROBLEMA 20 Se tiene la siguiente celda de concentración de plata. Hallar su potencial o fuerza electromotriz (fem):

$$Ag \mid Ag^{+1}\ (0{,}01\ M) \parallel Ag^{+1}\ (1M) \mid Ag$$

A) 0,12 V B) 0,15 V C) 0,47 V
D) 2,1 V E) 1,15 V

Resolución: Como dicha representación corresponde a una celda de concentración, su potencial lo hallamos a partir de la siguiente relación:

$$\xi_{celda} = -\frac{0{,}0591}{n} \times \log \frac{[\text{ánodo}]}{[\text{cátodo}]}$$

$$\xi_{celda} = -\frac{0{,}0591}{1} \times \log \frac{0{,}01}{1}$$

$$\xi_{celda} = 0{,}12V$$

∴ CLAVE: A

PROBLEMAS PROPUESTOS

1. En relación a la electrólisis, indicar lo correcto:
I. Se emplea corriente eléctrica del tipo alterna, para inducir o provocar una reacción redox.
II. Si se emplean electrodos inertes estos solo suministran electricidad al electrolito.
III. El electrolito puede ser una solución acuosa de azúcar.

A) Sólo I B) I y II C) Solo II
D) II y III E) Sólo III

2. Respecto a las celdas electrolíticas, indicar verdadero (V) o falso (F):
I En el electrodo negativo se lleva a cabo la semirreacción de oxidación.
II. Los aniones se reducen en el cátodo.
III. En algunas celdas donde se tienen soluciones acuosas, el agua también puede participar del proceso redox.

A) VVV B) FVV C) VFV
D) FFV E) FVF

3. Si se lleva cabo la electrólisis de la solución acuosa del cloruro de calcio ($CaCl_2$). ¿Qué sustancias se obtienen como productos en los electrodos?

A) Ca y Cl_2 B) H_2 y Cl_2 C) Ca y H_2
D) O_2 y Cl_2 E) Ca y O_2

4. Si se lleva a cabo la electrólisis de la solución acuosa del carbonato de zinc ($ZnCO_3$). ¿Qué sustancias se obtienen como productos en los electrodos?

A) Zn y H_2 B) H_2 y O_2 C) H_2 y CO_2
D) Zn_2 y CO E) Zn y O_2

5. Si se lleva a cabo la electrólisis de la solución acuosa de sulfato cuprico ($CuSO_4$). ¿Qué productos se obtienen en los electrodos?

A) Cu y S_2 B) H_2 y O_2 C) Cu y O_2
D) O_2 y S_2 E) Cu y H_2

6. Si se lleva a cabo la electrólisis de la solución acuosa del cloruro de cadmio ($CdCl_2$). ¿Qué sustancias se obtienen como productos en los electrodos?

A) Cd y Cl_2 B) H_2 y Cl_2 C) Cd y O_2
D) O_2 y H_2 E) Cd y H_2

7. Si los siguientes cationes se encuentran en solución acuosa. ¿Cuál o cuales de ellos se podrían depositar en el cátodo de una celda electrolítica?

I. Li^{+1} II. Zn^{+2}
III. Cr^{+3} IV. Sr^{+2}

A) I y II B) II y III C) III y IV
D) I y IV E) II y IV

8. ¿Qué afirmación define de forma correcta lo que es el Faraday (F)?
I. Cantidad de carga eléctrica equivale a una mol de electrones (96500C).
II. Cantidad de carga eléctrica que deposita o libera una mol de sustancia durante la electrólisis.
III. Cantidad de carga eléctrica que deposita o libera un equivalente gramo de sustancia durante la electrólisis.

A) Sólo I B) I y II C) Sólo II
D) I y III E) Sólo III

9. Cada alternativa contiene un catión presente en una celda electrolítica obtenido a partir de su sal fundida, si por cada celda circula un Faraday de carga eléctrica. ¿En que celda se depositara mayor masa de sustancia?

A) Zn^{+2} (PA = 65)
B) Ag^{+1} (PA = 108)
C) Fe^{+2} (PA = 56)
D) Ba^{+2} (PA = 137)
E) Au^{+3} (PA = 197)

10. Para la electrólisis del cloruro de sodio fundido se hace circular $6{,}022 \times 10^{25}$ electrones. Hallar la masa de sodio metálico (PA = 23) que se deposita en el cátodo.

A) 4,6 kg B) 1,3 kg C) 2,3 kg
D) 4,8 kg E) 3,55 kg

11. Si durante la electrólisis del agua acidulada se hace circular una carga eléctrica equivalente a 10 Faraday. Hallar la masa de agua que logra descomponerse.

A) 45 g B) 180 g C) 56 g
D) 18 g E) 90 g

12. En una celda electrolítica que contiene una solución acuosa de nitrato de plata ($AgNO_3$), se observa que luego de cierto tiempo el cátodo se recubre de 54 g de plata. Hallar la cantidad de carga eléctrica (en coulomb) que circula por el electrolito.
P.A. (Ag): 108

A) 48 250 B) 84 520 C) 96 500
D) 25 660 E) 11 189

13. Se desea cromar un utensilio de hierro, para lo cual se sumerge en una solución acuosa de cloruro crómico ($CrCl_3$) y se aplica una corriente de 9,65 ampere durante una hora. Hallar la masa de cromo (PA = 52) depositado.

A) 7,44 g B) 5,66 g C) 6,24 g
D) 8,53 g E) 10,1 g

14. Se tiene una solución ácida en el cual se encuentra presente 650 g de iones zinc (Zn^{+2}), los cuales se requieren recuperar por electrólisis, si se suministra una corriente de 19,3 ampere. Hallar el tiempo necesario para que se deposite en el cátodo todo el zinc (PA = 65) presente.

A) 31,4 horas B) 27,8 horas
C) 18,5 horas
D) 24,5 horas E) 33,3 horas

15. Se desea recubrir con oro un anillo de cobre, para lo cual este se sumerge en una solución acuosa de cloruro áurico ($AuCl_3$) y se hace pasar una corriente de 10 ampere durante 9,96 horas. Hallar la masa de oro (PA = 197) depositado.

A) 342 g B) 189 g C) 365 g
D) 566 g E) 244 g

16. Durante la electrólisis del óxido de aluminio (Al_2O_3) fundido se suministra cierta cantidad de corriente por el lapso de medio hora, si se logra obtener 9 g de aluminio metálico (PA = 27). Hallar la intensidad de corriente (en ampere) empleado.

A) 53,6 B) 65,4 C) 45,5
D) 98,7 E) 24,3

17. Hallar el volumen de gas cloro a condiciones normales obtenido por electrólisis de la salmuera, si se suministro una carga eléctrica equivalente a 20 Faraday.

A) 112 L B) 56 L C) 448 L
D) 224 L E) 48,4 L

18. Si durante la electrólisis de una solución acuosa de sulfato de sodio (Na_2SO_4), se empleo una corriente de 2 ampere durante 5 horas. Hallar el volumen de gas hidrógeno a condiciones normales desprendido del cátodo.

A) 5,12 L B) 7,81 L C) 9,33 L
D) 5,22 L E) 4,18 L

19. Se tienen dos celdas electrolíticas conectadas en serie, una de ellas posee cloruro de magnesio fundido ($MgCl_2$) y el otro cloruro de sodio fundido, si en la segunda celda se obtiene 230 g de sodio metálico en el cátodo. Hallar la masa de magnesio (PA = 24) depositado en la otra celda.

A) 110 g B) 100 g C) 120 g
D) 240 g E) 135 g

20. Para la electrólisis del cloruro de sodio fundido, se empleo una corriente de 8 ampere durante 10 horas, si el gas cloro desprendido en el ánodo se recoge a 27°C y 624 mmHg. Hallar su volumen.

A) 44,8 L B) 56,8 L C) 88,9 L
D) 112,4 L E) 22,4 L

21. Se tienen cinco celdas electrolíticas conectadas en serie conteniendo cada una soluciones acuosas de sulfato cúprico ($CuSO_4$), si se emplea una corriente de 48,25 ampere durante 200 segundos. Hallar la masa total de cobre (PA = 63,5) que se deposita en los cátodos de cinco celdas.

A) 15,88 g B) 54,23 g C)22,45 g
D) 12,12 g E) 6,35 g

22. Si durante la electrólisis del agua acidulada se liberan por el cátodo 112 L de gas hidrógeno (H_2) a condiciones normales. Hallar la masa de gas oxígeno (O_2) liberado en el ánodo de misma celda.

A) 20 g B) 90 g C) 45 g
D) 80 g E) 160 g

23. Se tiene una solución acuosa el cual posee iones platino (Pt^{+4}), si en esta solución se colocan electrodos de grafito y se le suministra una corriente eléctrica de 3 ampere durante un día completo. Hallar la masa de platino (PA = 195) depositado en el cátodo.

A) 156 g B) 131 g C) 112 g
D) 195 g E) 95 g

24. ¿Qué tiempo se debe suministrar una corriente de 25 ampere por una solución que contiene iones oro (Au^{+3}), para recubrir una docena de anillos de compromiso, si la cantidad de oro en cada anillo debe ser de 1,97 g?

A) 1 560 s B) 1 458 s C) 1 756 s
D) 1 233 s E) 1 390 s

25. Respecto a las aplicaciones de la electrólisis, indicar lo correcto:
I. Producción de corriente eléctrica a partir de pilar y baterías.
II. Recubrimientos metálicos.
III. Electro refinación de metales.

A) Sólo I B) I y II C) Sólo II
D) II y III E) Sólo III

26. En relación a las celdas galvánicas, indicar verdadero (V) o falso (F):
I. En estos dispositivos ocurren reacciones redox de forma no espontánea.
II. Consta de dos semiceldas cada uno con su respectivo electrodo unidos por un puente salino.
III. Por lo general en estos dispositivos los electrodos son activos, es decir participan en el proceso redox.

A) VVV B) FVV C) VFV
D) VVF E) FVF

27. Indicar lo correcto, respecto a las celdas galvánicas:
I. Si el potencial de la celda (ξ) es menor que cero significa que la celda no produce electricidad ya que la reacción redox es no espontánea.
II. El electrodo cátodo debe poseer mayor potencial de oxidación.
III. En condiciones estándar la concentración molar de los electrolitos deben ser igual a la unidad.

A) Sólo I B) I y III C) Sólo II
D) II y III E) Sólo III

28. Respecto al puente salino, indicar verdadero (V) o falso (F):
I. Tiene por función evitar la polarización de las semiceldas.
II. Permite el contacto eléctrico entre las semiceldas.
III. Forma parte del circuito eléctrico, ya que por él circulan los electrones.

A) VVV B) FVV C) VFV
D) VVF E) FVF

29. ¿Qué pasaría si a una celda galvánica se le quita el puente salino?

I. No hay flujo de corriente eléctrica.
II. La reacción alcanza el equilibrio químico.
III. La reacción redox se desarrolla solo hasta el punto en que las semiceldas se saturan de iones de un determinado tipo.

A) VVV B) FVV C) FFV
D) VVF E) FVF

30. A continuación indicamos los potenciales estándar de reducción para algunas especies:

I. $Mg^{+2} + 2e^- \leftrightarrows Mg$ $\quad \overset{o}{\xi} = -2,37\,V$

II. $Au^{+3} + 3e^- \leftrightarrows Au$ $\quad \overset{o}{\xi} = 1,50\,V$

III. $Pb^{+2} + 2e^- \leftrightarrows Pb$ $\quad \overset{o}{\xi} = -0,13\,V$

Ordenarlos de forma creciente respecto a su fuerza como agentes reductores.

A) II, III, I B) I, II, III C) II, I, III
D) III, II, I E) I, III, II

31. Del problema anterior que metales se deben escoger para formar una celda galvánica con el mayor potencial estándar:

A) Mg/Au B) Mg/Pb C) Au/Pb
D) Au/Mg E) Pb/Au

32. A continuación indicamos los potenciales estándar de reducción para algunas especies:

I. $Ni^{+2} + 2e^- \leftrightarrows Ni$ $\quad \overset{o}{\xi} = -0,25\,V$

II. $Li^{+1} + 1e^- \leftrightarrows Li$ $\quad \overset{o}{\xi} = -3,05\,V$

III. $Sn^{+2} + 2e^- \leftrightarrows Sn$ $\quad \overset{o}{\xi} = -0,14\,V$

Ordenarlos de forma creciente respecto a su fuerza como agentes reductores.

A) II, III, I B) I, II, III C) II, I, III
D) III, I, II E) I, III, II

33. Del problema anterior que metales se deben escoger para formar una celda galvánica con el mayor potencial estándar:

A) Ni/Sn B) Ni/Li C) Li/Sn
D) Li/Ni E) Sn/Ni

34. A continuación se indica la representación general de una celda galvánica:

$$Cd \mid Cd^{+2}\,(1M) \parallel Ni^{+2}\,(1M) \mid Ni$$

I. El níquel es el electrodo cátodo en su superficie se lleva a cabo la reducción.
II. El cadmio es el electrodo de carga negativa.
III. Los electrones fluyen del níquel hacia el cadmio.

A) VVV B) FVV C) VFV
D) VVF E) FVF

35. Del problema anterior. Hallar su potencial estándar a 25°C:

A) 0,15 V B) 0,65 V C) –0,65 V
D) –0,15 V E) 0,25 V

36. Hallar el potencial estándar de la siguiente celda o pila galvánica:

$$Ag \mid Ag^{+1}\,(1M) \parallel Au^{+3}\,(1M) \mid Au$$

A) 0,5 V B) 0,6 V C) 0,7 V
D) 0,8 V E) 1,1 V

37. Hallar el potencial estándar de la siguiente celda o pila galvánica:

$$Al \mid Al^{+3}\,(1M) \parallel Fe^{+2}\,(1M) \mid Fe$$

A) 2,1 V B) 1,12 V C) 0,80 V
D) 1,55 V E) 1,22 V

38. Hallar el potencial estándar de la siguiente celda o pila galvánica:

$$Li \mid Li^{+1}\,(1M) \parallel Sn^{+2}\,(1M) \mid Sn$$

A) 3,19 V B) 2,91 V C) 2,56 V
D) 3,25 V E) 1,25 V

39. Hallar el potencial estándar de la siguiente celda o pila galvánica:

$$Cu \mid Cu^{+2}\,(1M) \parallel Ag^{+1}\,(1M) \mid Ag$$

A) 1,14 V B) 2,14 V C) 0,94 V
D) 1,25 V E) 0,46 V

40. Hallar el potencial estándar de la siguiente celda o pila galvánica:

$Mg \mid Mg^{+2}(1M) \mid\mid Pb^{+2}(1M) \mid Pb$

A) 2,24 V B) 2,50 V C) 1,58 V
D) 3,00 V E) 1,45 V

41. Hallar el potencial (no estándar) de la siguiente celda o pila galvánica a 25°C:

$Li \mid Li^{+1}(0{,}002M) \mid\mid Al^{+3}(0{,}2M) \mid Al$

A) 2,25 V B) 2,12 V C) 1,35 V
D) 1,54 V E) 1,75 V

42. Hallar el potencial (no estándar) de la siguiente celda o pila galvánica a 25°C:

$Cr \mid Cr^{+3}(0{,}006M) \mid\mid Ag^{+1}(0{,}3M) \mid Ag$

A) 1,25 V B) 1,55 V C) 2,15 V
D) 0,85 V E) 0,25 V

43. Hallar el potencial (no estándar) de la siguiente celda o pila galvánica a 25°C:

$Zn \mid Zn^{+2}(0{,}01M) \mid\mid Fe^{+2}(0{,}2M) \mid Fe$

A) 0,44 V B) 0,66 V C) 1,44 V
D) 2,12 V E) 0,36 V

44. Hallar el potencial (no estándar) de la siguiente celda o pila galvánica a 25°C:

$Sn \mid Sn^{+2}(0{,}002M) \mid\mid Pb^{+2}(1M) \mid Pb$

A) 0,09 V B) 0,05 V C) 0,025 V
D) 0,01 V E) 0,12 V

45. Hallar el potencial (no estándar) de la siguiente celda o pila galvánica a 25°C:

$Ni \mid Ni^{+2}(0{,}0001M) \mid\mid Cu^{+2}(2M) \mid Cu$

A) 0,63 V B) 0,72 V C) 0,80 V
D) 1,23 V E) 0,96 V

46. Se tiene la siguiente celda de concentración de Zn. Hallar su potencial o fuerza electromotriz (fem):

$Zn \mid Zn^{+2}(0{,}0002M) \mid\mid Zn^{+2}(1M) \mid Zn$

A) 0,22 V B) 0,33 V C) 0,45 V
D) 0,46 V E) 0,11 V

47. Se tiene la siguiente celda de concentración de níquel. Hallar su potencial o fuerza electromotriz (fem):

$Ni \mid Ni^{+2}(0{,}05M) \mid\mid Ni^{+2}(5M) \mid Ni$

A) 0,05 V B) 0,06 V C) 0,08 V
D) 0,03 V E) 0,01 V

48. Se tiene la siguiente celda de concentración de cobre. Hallar su potencial o fuerza electromotriz (fem):

$Cu \mid Cu^{+2}(0{,}003M) \mid\mid Cu^{+2}(3M) \mid Cu$

A) 0,09 V B) 0,05 V C) 0,025 V
D) 0,01 V E) 0,12 V

49. En relación a las aplicaciones de las celdas galvánicas, indicar verdadero (V) o falso (F):

I. Galvanoplastia: cromado, dorado, etc.
II. Producción de electricidad: pilas, baterías.
III. Obtención de elementos químicos.

A) VVV B) FVV C) VFV
D) VVF E) FVF

50. No es una aplicación general de la electroquímica:

A) Lucha contra la corrosión
B) Elaboración de pilas y baterías
C) Recubrimientos metálicos
D) Electro refinación
E) Destilación fraccionada



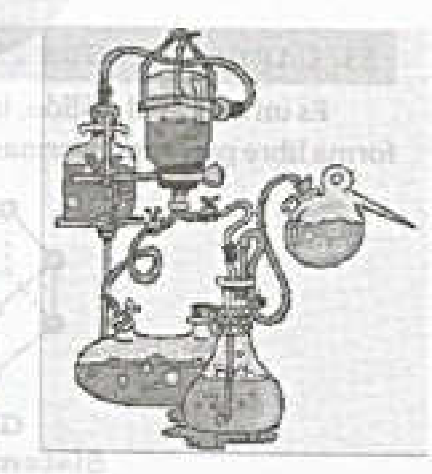
Petróleo y Los Hidrocarburos

OBJETIVOS

- Conocer las propiedades del carbono y sus derivados
- Representar compuestos orgánicos según sus grupos funcionales y sus respectivos nombres.

APLICACIÓN INDUSTRIAL DE LOS HIDROCARBUROS

Los hidrocarburos son compuestos orgánicos que contienen diferentes combinaciones de carbono e hidrógeno, presentándose en la naturaleza como gases, líquidos, grasas y, a veces, sólidos. El petróleo crudo y el gas natural, que son una combinación de diferentes hidrocarburos, son sus principales representantes.



Se forman por la descomposición y transformación de restos de animales y plantas, que han estado enterrados a grandes profundidades durante siglos, así tenemos que:

- El petróleo crudo, es una mezcla compleja de hidrocarburos líquidos, compuesto en mayor medida de carbono e hidrógeno, con pequeñas cantidades de nitrógeno, oxígeno y azufre.
- El gas natural, es un hidrocarburo en estado gaseoso compuesto de metano, principalmente, y de propano y butano en menor medida.

Los hidrocarburos son una fuente importante de generación de energía para las industrias, nuestros hogares y para el desarrollo de nuestra vida diaria. Pero no es sólo un combustible, sino que a través de procesos más avanzados se separan sus elementos y se logra su aprovechamiento a través de la industria petroquímica.

Mediante la aplicación de distintos procesos de transformación (refinación) de los hidrocarburos, se pone a disposición del consumidor una amplia gama de productos, que podemos agrupar en:

- Energéticos: que son combustibles específicos para transporte, la industria, la agricultura, la generación de corriente eléctrica y uso doméstico.
- Productos especiales: como lubricantes, asfaltos, grasas para vehículos y productos de uso industrial.

Sin duda, la mayor demanda de hidrocarburos se da para la fabricación de los combustibles que usamos a diario en nuestros hogares, en nuestros automóviles y en las industrias. Los combustibles que más se comercializan en nuestro país son las gasolinas, el kerosene y el diesel. El gas natural, sobre todo el GNV1, recién está penetrando el mercado de venta de combustibles.

Asimismo, la Industria Petroquímica hace uso de los elementos que se encuentran presentes en los hidrocarburos produciendo compuestos más elaborados que sirvan de materia prima para las demás industrias. Estos productos petroquímicos dan vida a muchos productos de uso difundido en el mundo actual: plásticos, acrílicos, nylon, fibras sintéticas, guantes, pinturas, envases diversos, detergentes, cosméticos, insecticidas, adhesivos, colorantes, refrigerantes fertilizantes, llantas, etc.

INTRODUCCIÓN

En la actualidad los compuestos orgánicos superan en número a los inorgánicos debido a las cadenas de toda forma y tamaño que forman los átomos de carbono, se encuentran presentes en los seres vivos, animales y plantas en gran parte de los objetos o sustancias a nuestro alrededor e incluso año tras año se descubren otros nuevos, es por ello que también se le denomina la química del carbono.

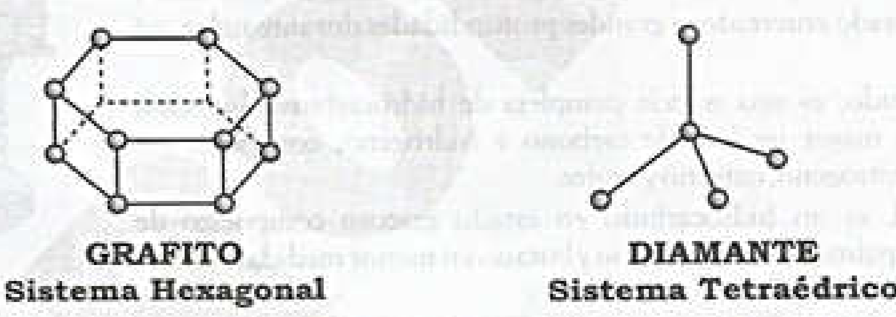
Hasta el siglo XIX se creía que los únicos capaces de producir compuestos orgánicos eran los seres vivos, para cuya formación se creía necesario el concurso de una "fuerza vital".

En 1828 Friederich Wohler logra sintetizar la urea a partir de un compuesto inorgánico, desechando de esta manera la teoría vitalista.

$$\underset{\substack{\text{Cianato de amonio}\\ \text{(Inorgánico)}}}{NH_4CNO} \xrightarrow{\text{calor}} \underset{\substack{\text{Urea}\\ \text{(Orgánico)}}}{CO(NH_2)_2}$$

EL CARBONO Y SUS PROPIEDADES

Es un no metal, sólido, inodoro, insípido e insoluble en agua, de carácter reductor. El carbono en su forma libre presenta 2 formas alotrópicas grafito y diamante.



GRAFITO
Sistema Hexagonal

DIAMANTE
Sistema Tetraédrico

El átomo de carbono presenta las siguientes propiedades:

1. TETRAVALENCIA

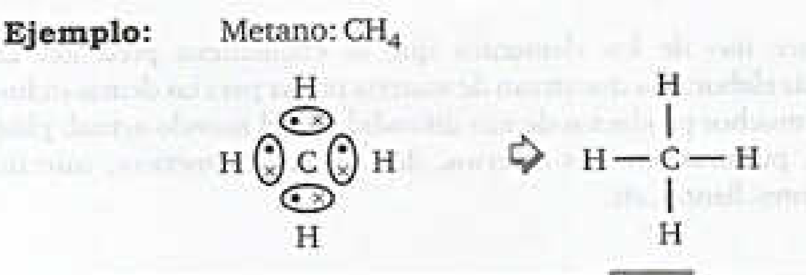
Debido a su estructura electrónica, el carbono puede compartir cuatro pares de electrones.

Ejemplo: $_6C = 1s^2\, 2s^{②}\, 2p^{②}$ ⇨ $\times\overset{\times}{\underset{\times}{C}}\times$ (excitado) $-\overset{|}{\underset{|}{C}}-$

2. COVALENCIA

Capacidad del carbono de compartir electrones con otros no metales formando enlaces covalentes.

Ejemplo: Metano: CH_4



3. AUTOSATURACIÓN

Representa la propiedad del carbono de unirse entre si formando cadenas lineales, ramificadas o cíclicas (cerradas).

Ejemplo:

Hidrocarburos saturados.

—C—C—C—C—C—C—

Cadena carbonada abierta lineal

Cadena carbonada abierta ramificada

Cadena carbonada cerrada o cíclica

Hidrocarburos insaturados: Son aquellos que presentan enlace doble y/o enlace triple:

C—C=C—C—C (con C sobre el cuarto carbono)

C≡C—C—C

4. HIBRIDACIÓN

Es la combinación de orbitales atómicos puros del último nivel de energía y forman nuevos orbitales idénticos de mayor estabilidad, forman los enlaces sigma.

HIBRIDACIÓN	ESTRUCTURA	GEOMETRÍA
sp^3	—C—C—	TETRAÉDRICA (109º)
sp^2	>C=C<	TRIGONAL PLANAR (120º)
sp	—C≡C—	LINEAL (180º)

TIPOS DE CARBONO

De acuerdo al número de átomos de carbono al cual esta enlazado otro carbono pueden ser primarios, secundarios, terciarios y cuaternarios.

Primario	Secundario	Terciario	Cuaternario
$\overset{1°}{CH_3} - C$	$C - \overset{2°}{CH_2} - C$	$C - \overset{\displaystyle C}{\overset{\mid 3°}{CH}} - C$	$C - \underset{\displaystyle C}{\underset{\mid}{\overset{\displaystyle C}{\overset{\mid 4°}{C}}}} - C$

Carbono cuaternario
Carbono terciario
Carbono primario
Carbono secundario

Ejercicio: Determinar el # de carbono 1°, 2°, 3° y 4°.

$$CH_3 - CH_2(CH_3) - CH_2 - \underset{\displaystyle C_2H_5}{\underset{\mid}{CH}} - \underset{\displaystyle CH_3}{\underset{\mid}{\overset{\displaystyle CH_3}{\overset{\mid}{CH}}}} - CH_3$$

TIPOS DE FÓRMULAS

1. FÓRMULA GLOBAL

Nos indica solo el número de átomos de cada elemento en un compuesto.

Ejemplo: C_3H_8, $C_6H_{12}O_6$, C_2H_7N

2. FÓRMULA DESARROLLADA

Aquella donde se puede apreciar los enlaces entre átomos.

Ejemplo: Para la fórmula global: C_5H_{12}

```
     H   H   H   H   H
     |   |   |   |   |
 H — C — C — C — C — C — H
     |   |   |   |   |
     H   H   H   H   H

     H    H    H    H
     |    |    |    |
 H — C —  C  — C —  C — H
     |    |    |    |
     H  H—C—H  H    H
          |
          H

              H
              |
            H—C—H
        H     |     H
        |     |     |
    H — C  —  C  —  C — H
        |     |     |
        H   H—C—H   H
              |
              H
```

3. FÓRMULA

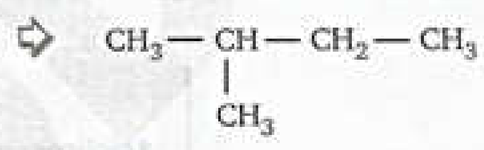
Ejemplo: Para las fórmulas anteriores:

CONDENSADA → **SEMIDESARROLLADA**

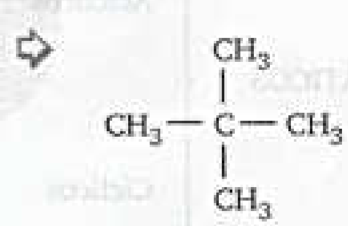
- $CH_3CH_2CH_2CH_2CH_3$ ⇨



- $CH_3CH(CH_3)CH_2CH_3$ ⇨



- $CH_3C(CH_3)_2CH_3$ ⇨



NOMENCLATURA ORGÁNICA

Esta conformado por: PREFIJO (∗1) SUFIJO (∗2)

1. El prefijo lo determina el número de carbonos de la cadena principal.

N°C	PREFIJO	N°C	PREFIJO
1	MET	8	OCT
2	ET	9	NON
3	PROP	10	DEC
4	BUT	11	UNDEC
5	PENT	12	DODEC
6	HEX	15	PENTADEC
7	HEPT	20	EICOS

2. El sufijo o terminación lo determina el grupo funcional al cual pertenece el compuesto.

Por ejemplo:

ALCANO	⟶	"ANO"
ALQUENO	⟶	"ENO"
ALQUINO	⟶	"INO"
ALCOHOL	⟶	"OL"
ALDEHÍDO	⟶	"AL"

HIDROCARBUROS

CONCEPTO

Compuestos binarios formados exclusivamente por átomos de carbono y de hidrógeno, clasificados en diversas series, basadas en la forma de la molécula y el tipo de enlace entre átomos de carbono. Se clasifican en:

- ALIFÁTICOS
  - Acíclicos
    - Saturados: Alcanos
    - Insaturados: Alquenos, Alquinos
  - Cíclicos
    - Ciclo alcanos
    - Ciclo alquenos
- AROMÁTICOS
  - Derivados del Benceno (C_6H_6)

ALCANOS

Son hidrocarburos saturados también conocidos como parafinas, debido a su poco reactividad, frente a reactivos comunes como agentes oxidantes ($KMnO_4$, H_2SO_4, $K_2Cr_2O_7$, etc.), ácidos y bases fuertes. Su fuente natural es el petróleo y el gas natural.

Presentan enlace simple entre los átomos de carbono, por lo tanto la hibridación del carbono es sp^3. Su fórmula general es:

$$-\overset{|}{\underset{|}{C}}-\overset{|}{\underset{|}{C}}-$$

$$C_nH_{2n+2}$$

Donde: n: # de carbonos
$n = 1, 2, 3$

Nomenclatura: Se le agrega la terminación "ANO"

Ejemplo:
CH_4 : metano
C_2H_6 : CH_3CH_3: etano
C_3H_8 : $CH_3CH_2CH_3$: propano
C_4H_{10} : $CH_3CH_2CH_2CH_3$: butano
C_5H_{12} : $CH_3CH_2CH_2CH_2CH_3$: pentano
C_6H_{14} : $CH_3CH_2CH_2CH_2CH_2CH_3$: hexano

RADICALES ALQUILO (R–)

Teóricamente se obtienen al quitar un hidrógeno "H^+" de los alcanos para nombrarlos, al prefijo se le agrega la terminación IL o ILO.

Ejemplo:
$CH_4 \xrightarrow{-H^+} CH_3 -$: metil o metilo

$CH_3CH_3 \xrightarrow{-H^+} CH_3CH_2 -$: etil o etilo

$CH_3CH_2CH_3 \xrightarrow{-H^+} CH_3CH_2CH_2 -$: propil

$CH_3CH_2CH_2CH_3 \xrightarrow{-H^+} CH_3CH_2CH_2CH_2 -$: butil

NOMENCLATURA DE HIDROCARBUROS RAMIFICADOS

Forma: $\underset{*1}{\underline{\text{RADICALES}}}$ $\underset{*2}{\underline{\text{CADENA PRINCIPAL}}}$

* **1.** Los radicales se nombran por orden alfabético: etil, metil, propil

* **2.** La cadena principal da el nombre del compuesto ella contiene:
- La mayor cantidad de carbonos o grupos sustituyentes.
- Se enumera y enuncia por el extremo mas próximo al grupo sustituyente.
- En el nombre se indica la ubicación del radical y de los grupos sustituyentes en la cadena principal si se repite colocar los prefijos: di, tri, tetra, etc.

Ejemplo: Nombrar el siguiente hidrocarburo:

```
CH3 — CH — CH2 — CH — CH2 — CH3
      |           |
      CH3         CH2 — CH2 — CH2 — CH3
```

Solución:

- Se encuentra la cadena principal la cual es la mas larga.

$$\underset{1}{CH_3} - \underset{2}{CH}(CH_3) - \underset{3}{CH_2} - \underset{4}{CH}(CH_2 - CH_3) - \underset{5}{CH_2} - \underset{6}{CH_2} - \underset{7}{CH_2} - \underset{8}{CH_3}$$

(CH_3: metil; $CH_2 - CH_3$: etil)

- Se enumera del extremo mas próximo a los radicales. Luego se identifican los radicales y sus respectivas numeraciones.

- Se nombran en orden alfabético de los radicales.

4 – etil – 2 – metiloctano

ALQUENOS

Son también conocidos como olefinas, debido que el etileno o eteno C_2H_4, se designa como gas oléfico (gas formador de aceites), ya que cuando se trataba con cloro o bromo formaba líquidos aceitosos.

Estos compuestos son sensibles a la oxidación por lo tanto son atacados por soluciones diluidas de $KMnO_4$ en medio ácido, presentan isomería de posición e isomería geométrica.

Además son denominados hidrocarburos no saturados, presentan por lo menos un enlace doble entre átomos de carbono:

$$>C = C<$$

(ambos carbonos: sp^2)

Fórmula general: C_nH_{2n} ; $n = 2, 3, 4, ...$

(con un enlace doble)

Nomenclatura: Al prefijo se le agrega la terminación "ENO"

Ejemplo:

C_2H_4 : $CH_2 = CH_2$: eteno (etileno)

C_3H_6 : $CH_2 = CH - CH_3$: propeno

C_4H_8 : $CH_2 = CH - CH_2 - CH_3$: 1 – buteno

$CH_3 - CH = CH - CH_3$: 2 – buteno

$CH_2 = C(CH_3) - CH_3$: 2 – metil propeno

C_5H_{10} : $CH_3-CH_2-CH_2-CH=CH_2$: 1 – penteno

$CH_3-CH=CH-CH_2-CH_3$: 2 – penteno

$$CH_3-\underset{\overset{|}{CH_3}}{C}=CH-CH_3$$: 2 – metil – 2 – buteno

DIENOS

Tanto de origen natural como sintético, se conocen compuestos que contienen más de un doble enlace etilenico en la molécula. Las mas comunes son los alquenos con dos doble enlace llamados dienos

Ejemplo: C_3H_4 : $CH_2=C=CH_2$: 1,2 – propadieno (aleno – dieno acumulado)

C_4H_6 : $CH_2=CH-CH=CH_2$: 1,3 – butadieno (dieno conjugado)

C_5H_8 : $CH_2=CH-CH_2-CH=CH_2$: 1,4 – pentadieno (dieno aislado)

ALQUINOS

Son también llamados hidrocarburos acetilenicos, su característica estructural es poseer como mínimo un triple enlace entre átomos de carbono.

sp sp

$-C\equiv C-$

Fórmula general: C_nH_{2n-2} ; $n = 2, 3, 4, ...$

(con un solo enlace triple)

Nomenclatura: Al prefijo se le agrega la terminación "INO"

Ejemplo: C_2H_2 : $CH\equiv CH$: etino (acetileno)

C_3H_4 : $CH\equiv C-CH_3$: propino

C_4H_6 : $CH\equiv C-CH_2-CH_3$: 1 – butino

$CH_3-C\equiv C-CH_3$: 2 – butino

C_5H_8 : $CH_3-C\equiv C-CH_2-CH_3$: 2 – pentino

$$CH_3-\underset{\underset{CH_3}{|}}{CH}-C\equiv CH$$: 3 – metil butino

C_8H_{14} : $CH_3-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}}-C\equiv C-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}}-CH_3$: 2,5 – dimetil – 3 – hexino

- Eninos: $C_nH_{2n+2-2d-4t}$
  donde: d = # dobles, t = # triples.

HIDROCARBUROS CÍCLICOS

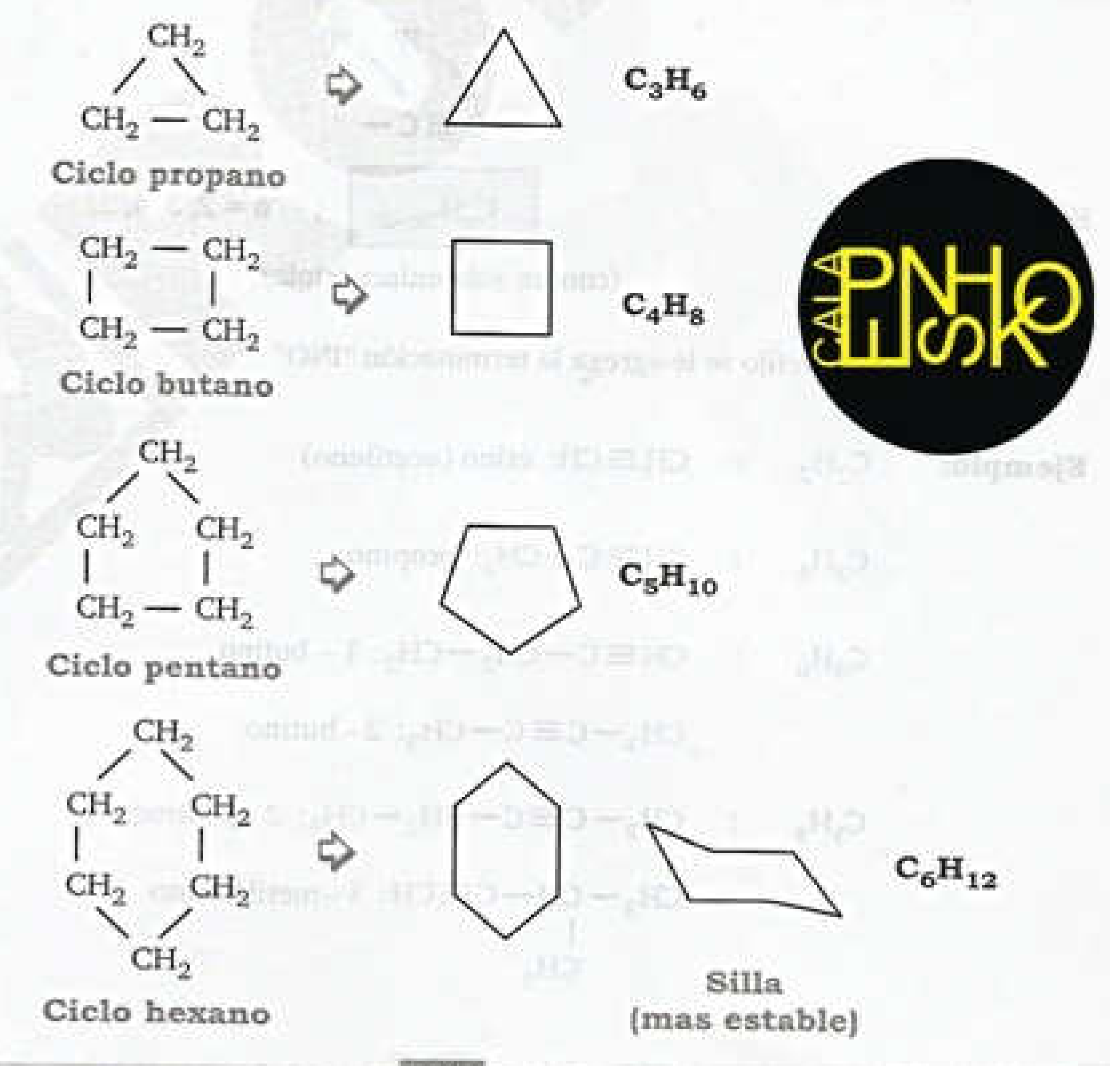
Los hidrocarburos cíclicos son aquellos compuestos formados por carbono e hidrógeno, que se encuentran formando cadenas cerradas. En los ciclos con 3 o 4 átomos de carbono se forman ángulos menores a la hibridación entre átomos de carbono disminuyendo de esta forma el ángulo normal de equilibrio según la geometría, lo que ocasiona una tensión angular, haciéndolos reactivos e inestables.

CICLO ALCANOS

Fórmula general: C_nH_{2n} ; $n = 3, 4, 5, ...$

Nomenclatura: Para nombrarlos se le antepone la palabra "ciclo"

Ejemplos:



Radicales ciclicos: ciclo + prefijo + il

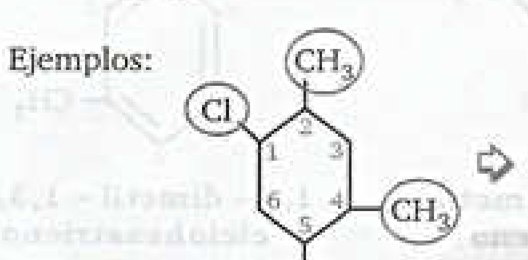
$CH_2 — CH$
$CH_2 — CH_2$

⇨ **Ciclobutil**

NOMENCLATURA DE CICLOALCANOS SUSTITUIDOS

* Se empieza por el grupo de mayor jerarquía.
* Luego por orden alfabético.

Ejemplos:



⇨ 1,5 – dicloro – 2,4 dimetil ciclohexano

$\underset{5}{CH_3} — \underset{4}{CH} — \underset{3}{CH_2} — \underset{2}{CH} — \underset{1}{CH_3}$

(en C4: CH_3 metil; en C2: ciclo butil)

⇨ 2 – ciclobutil – 4 – metil pentano

CICLO ALQUENOS

Son olefinas de cadena carbonada cerrada. Tienen por fórmula general:

C_nH_{2n-2} ; n = 4, 5, 6, ...

Nomenclatura: Para nombrarlos se le antepone la palabra ciclo seguido por el prefijo y la terminación "ENO".

Ejemplos: C_4H_6 :

$CH_2 — CH_2$
$CH_2 = CH_2$

⇨

Ciclo buteno

CH_2
CH_2 CH_2
$CH_2 = CH_2$

⇨ C_5H_8

Ciclo penteno

CH$_2$ / CH$_2$ CH$_2$ / CH$_2$ CH$_2$ / CH$_2$ ⇨ — C_6H_{10}

Ciclo hexeno

Ejemplos de cicloalquenos sustituidos

3 – etil – 1 – metil – ciclopenteno

1,3 – dimetil – 1,3,5 – ciclohexatrieno

HIDROCARBUROS AROMÁTICOS

Es el benceno (C_6H_6) y todos los compuestos de comportamiento similar, las propiedades aromáticas son las que lo diferencian de los hidrocarburos alífaticos. Se obtienen por destilación seca del alquitrán de hulla o por reformación catalítica de los hidrocarburos obtenidos del petróleo.

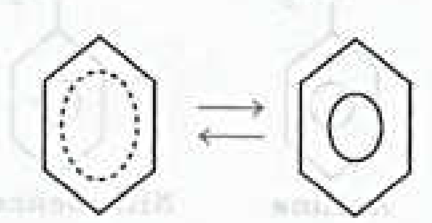
Carbón mineral (Hulla) $\xrightarrow[\text{Ausencia de } O_2]{600 - 1000^oC}$
- Sólido: Coque
- Gas: Gas de Hulla: H_2, CO, NH_3, H_2S, CH_4
- Líquido: alquitrán $\xrightarrow[\text{seca}]{\text{Dest.}}$ Benceno, Tolueno, etc } Aromáticos

BENCENO

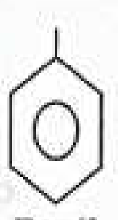
Es un líquido incoloro apolar, inflamale y es componente básico de los hidrocarburos aromáticos, sus vapores son muy tóxicos, es menos denso que el agua e insoluble en ella, pero soluble en compuestos apolares como el éter.

Fue descubierto por M. Faraday en 1826, poco después se estableció su fórmula global C_6H_6 y en 1865 August Kekule propuso que la mejor estructura del benceno sería una estructura anular, un compuesto cíclico resonante que consta de 6 átomos de carbono según:

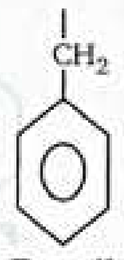
También:



Como radical:



Fenil



Bencil



OBSERVACIÓN

La resonancia del benceno hace que este compuesto sea altamente estable en comparación al alqueno presentando solo reacciones de sustitución.

AROMATICIDAD

* Molécula plana.
* Cíclica.
* Carbono sp^2.
* Resonancia.

además:

Regla de Huckel	: $\# e\pi = 4n + 2$

Ejemplo:



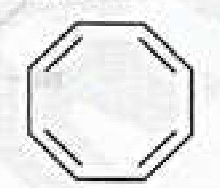
En total 5 enlaces π; en Huckel

$5 \times 2 = 4n + 2$

$\boxed{2 = n}$

∴ Como "n" es entero es aromático

Para el compuesto:



Reemplazando en Huckel

$\underbrace{\#e\,(\pi)} = 4n + 2$

$2 \times 4 = 4n + 2 \rightarrow \boxed{\frac{3}{2} = n}$

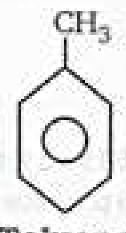
∴ Como "n" no es entero no es aromático

DERIVADOS DEL BENCENO

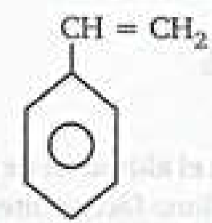
La estabilidad del benceno se verifica en su comportamiento químico debido a que se produce reacciones de sustitución de sus átomos de hidrógenos, comportándose como una parafina (alcano). En estas sustituciones no se rompe el anillo bencénico.

A. Derivados monosustituidos

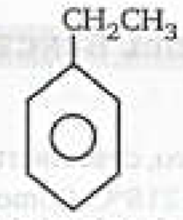
Muchos de los hidrocarburos aromáticos tienen nombres comunes. Estos nombres comunes se emplean también en la nomenclatura IUPAC.



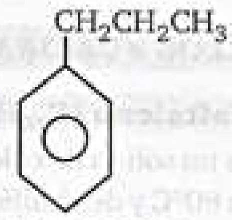
Tolueno



Estireno



Etilbenceno



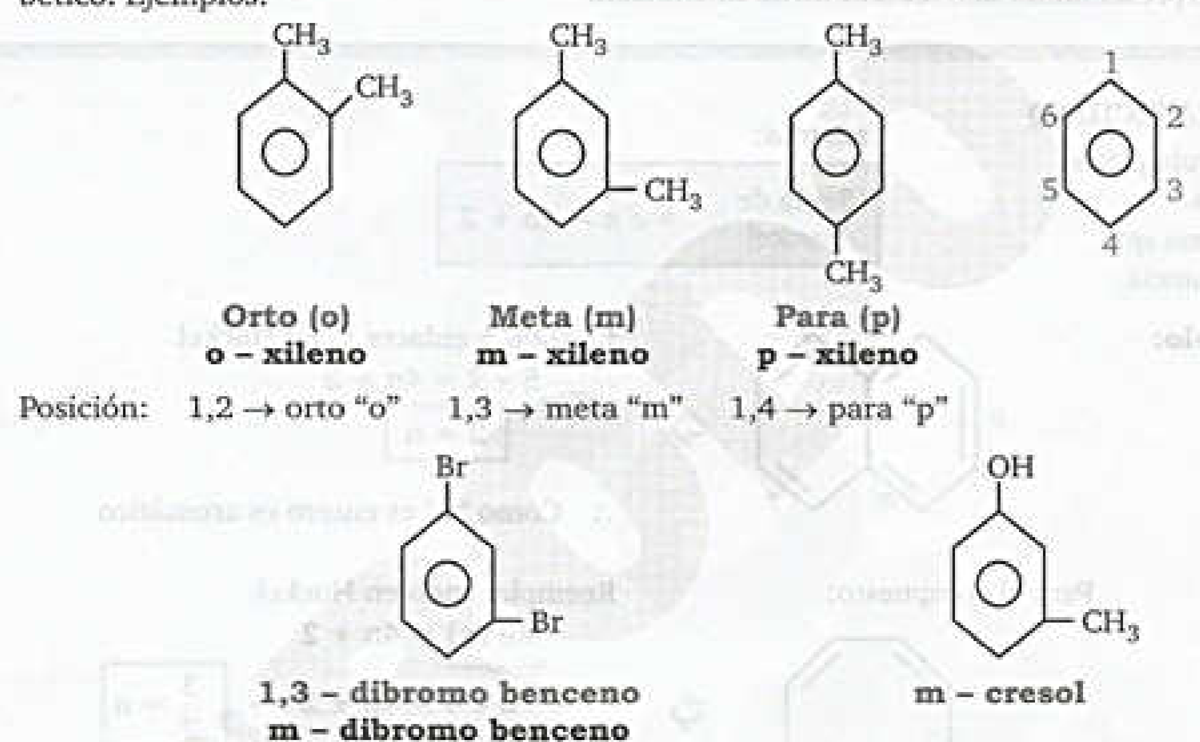
Propilbenceno

OH | $CH_3 - CH - CH_3$ | NH_2 | NO_2

Fenol **Cumeno** **Anilina** **Nitrobenceno**

B. Derivados disustituidos

Cuando hay 2 sustituyentes en el anillo, las posiciones relativas e indican mediante los prefijos orto, meta y para (isómeros de posición), en la nomenclatura se toma en cuenta el orden alfabético. Ejemplos:



C. Derivados polisustituidos

Ejemplos:

OH, Cl, Cl — **2,4 – dicloro fenol**

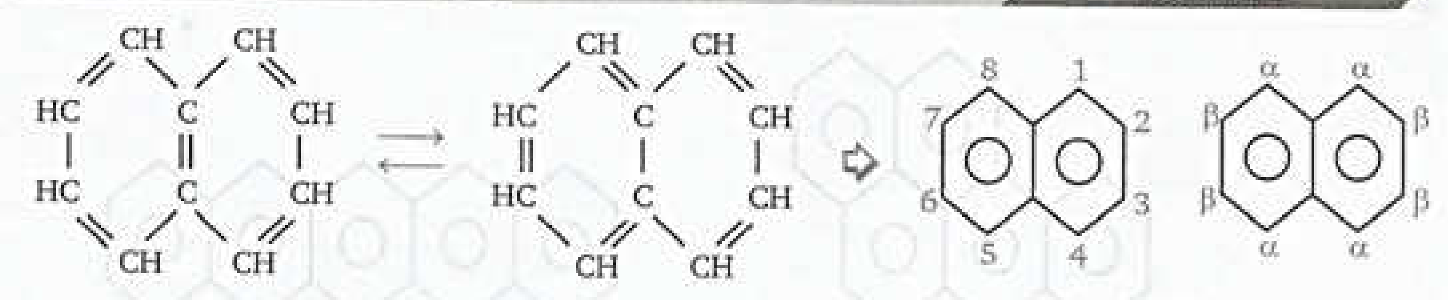
CH_3, Br, I — **3 – bromo – 4 – iodo tolueno**

CH_3, O_2N, NO_2, NO_2 — **2,4,6 – trinitro tolueno (T.N.T)**

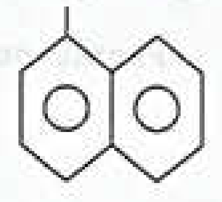
ANILLOS FUSIONADOS DEL BENCENO

A. Naftaleno ($C_{10}H_8$)

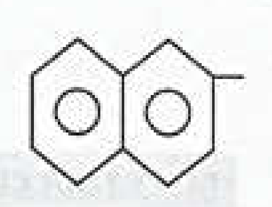
Es un sólido de color blanco, descubierto en el alquitrán de hulla en 1819 su temperatura de fusión es 80ºC y de ebullición de 218ºC. Como sublima fácilmente y es tóxico para los insectos y pequeñas larvas, se han usado contra las polillas durante muchos años.



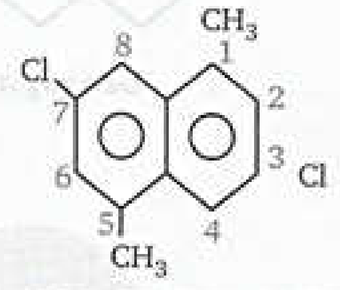
Radicales:



α – **Naftil**

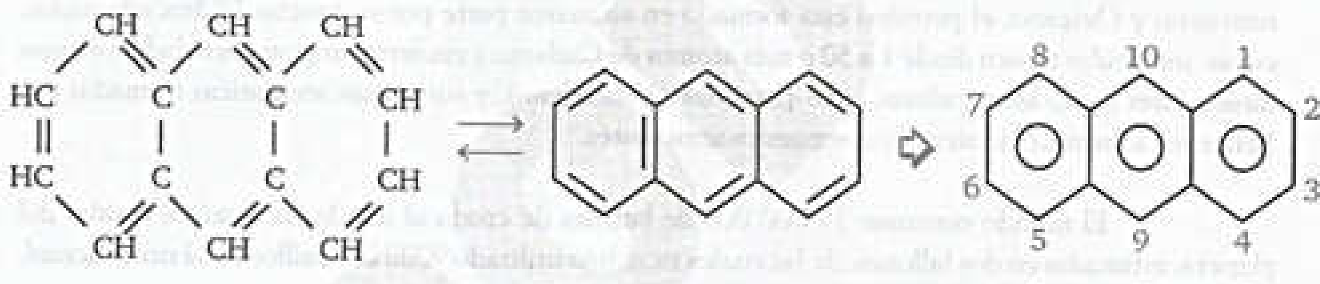


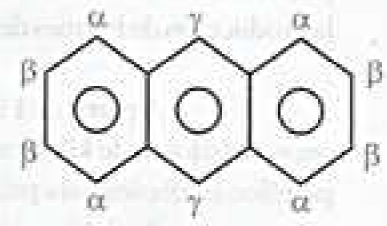
β – **Naftil**



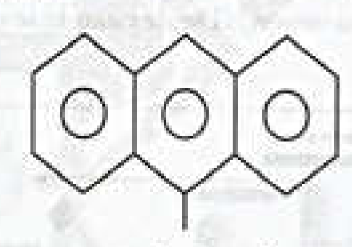
3,7 – dicloro – 1,5 dimetil naftaleno

B. Antraceno ($C_{14}H_{10}$)

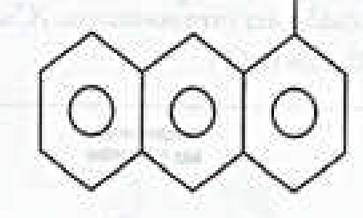




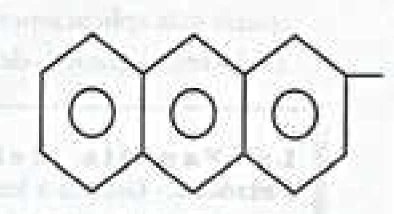
Radicales:



γ – **Antracil**

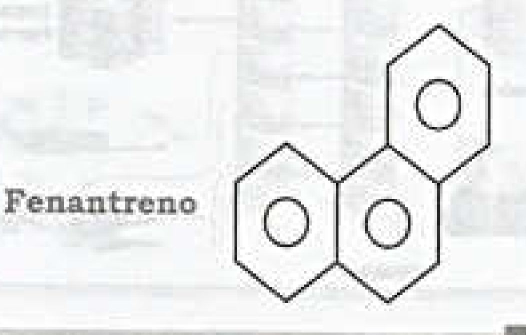


α – **Antracil**

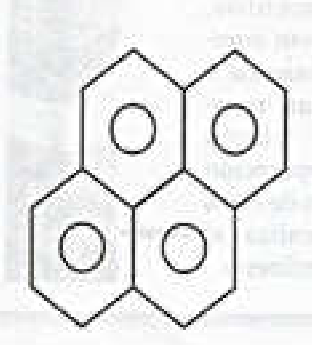


β – **Antracil**

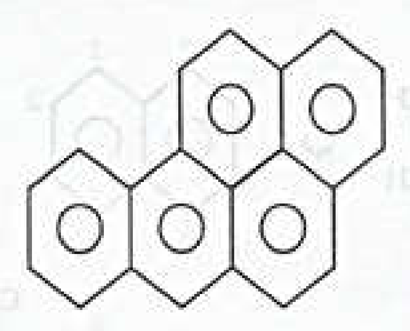
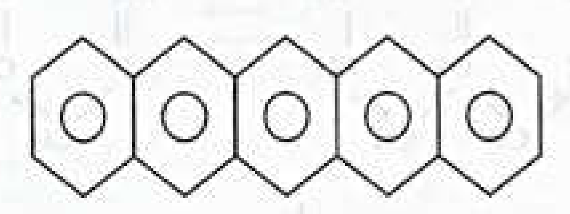
Otros derivados fusionados del benceno:



Fenantreno



Pireno

Benzopireno Pentaceno

EL PETRÓLEO

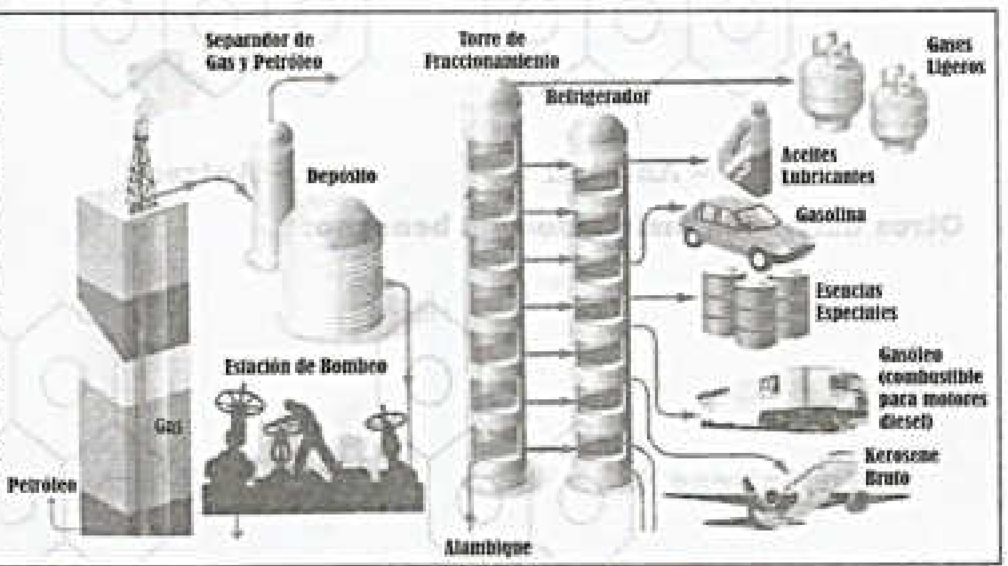
INTRODUCCIÓN

EL PETRÓLEO, Uno de nuestros más importantes recursos naturales, es una sustancia química muy interesada y complicada, que aunque contiene pequeñas proporciones de Azufre, nitrógeno y Oxígeno, el petróleo está formado en su mayor parte por sustancias Hidrocarbonadas, cuyas moléculas tienen desde 1 a 50 o más átomos de Carbono y encierra un gran variedad de formas moleculares como las parafinas, ciclo-parafinas (o naftaleno), y sustancias aromáticas formadas por Benceno, Tolueno, Naftalenos y compuestos semejantes.

El mundo consume 75 000 000 de barriles de crudo al día de las reservas totales del planeta, estimadas en dos billones, de las cuales ya se han utilizado 9000 000 millones. al ritmo actual, la producción de barriles de petróleo durará unos cuarenta años más.

A partir de 1 953, de los productos obtenidos del petróleo y Gas Natural se han preparado unos 12 billones de kilogramos. de productos químicos (12 billones de kilogramos de combustibles). El petróleo se emplea para producir: Combustibles para Aviones, Automóviles y Sistemas de Calefacción, así como para la elaboración de Cosméticos, Fertilizantes, Plásticos y un sinnúmero de productos más, quizás más aplicaciones que cualquier otra sustancia. ¿Cuá es su origen? ¿Desde cuando se emplea? La Biblia relata que más de 2 000 años (a.C.)

La Familia del Petróleo.- Gracias a los conocimientos generados por la química, se pueden obtener del petróleo numerosos y variados elementos, fundamentalmente combustibles, que usamos a diario y que han revolucionado al mundo moderno. La separación y transformación de estos derivados se realiza al interior de una refinería.



Una obra consultada, define el petróleo o crudo, del siguiente modo: "Líquido natural oleaginoso e inflamable, constituido por una mezcla de hidrocarburos que se extraen de lechos geológicos continentales o marítimos mediante diversas operaciones de destilación y refino, de él se obtienen distintos productos utilizables con fines energéticos o industriales: **Gasolina**, **Queroseno**, **Nafta**, **Gasóleo**, etc.

CONCEPTO

El petróleo es una mezcla mineral compleja de hidrocarburos, mineral porque se encuentra en el interior de la tierra y compleja porque está constituido de hidrocarburos líquidos y sólidos, mezclados en distintos y variables proporciones, que le dan la apariencia de un líquido negro y viscoso dependiendo del tipo de suelo. Etimológicamente significa aceite de roca.

ORIGEN DEL PETRÓLEO

El petróleo se origina por la descomposición bacterial de restos orgánicos, que fueron depositados junto con diversos sedimentos (limo y arcilla) en el fondo de antiguos mares poco profundos, en ausencia de oxígeno. Por su elevada temperatura y presión del interior de la tierra se produjo la transformación de dichos residuos en unos 100 millones de años.

COMPOSICIÓN QUÍMICA

Es una mezcla mineral compleja de composición variable, de hidrocarburos de muchos puntos de ebullición y estados sólidos, líquidos y gaseoso, que se disuelven unos en otros para formar una solución de viscosidad variable.

Contiene:

- Hidrocarburos saturados o parafinas.
- Hidrocarburos etilénicos u olefinas.
- Hidrocarburos acetilénicos.
- Hidrocarburos cíclicos ciclánicos.
- Hidrocarburos bencénicos o aromáticos.
- Compuestos oxigenados (derivados de hidrocarburos etilénicos, por oxidación y polimerización).
- Compuestos sulfurados (tiofeno, etc.).
- Compuestos nitrogenados cíclicos (piridina, etc.).

En el petróleo natural, ademas de hidrocarburos, existen nitrógeno, azufre, oxígeno, colesterina, productos derivados de la clorofila y de las heminas (porfirinas) y, como elementos, trazas, vanadio, níquel, cobalto y molibdeno.

La composición química del petróleo es muy variable, hasta el punto de que los cuatro tipos fundamentales de hidrocarburos: parafinas (hidrocarburos saturados), olefinas (hidrocarburos insaturados), naftalenos (hidrocarbutos cíclicos saturados o cicloalcanos), e hidrocarburos aromáticos, no solamente son diferente en un yacimiento a otro, sino también las diversas sustancias que es preciso eliminar más o menos completamente; gas, azufre (que junto con el sulfhídrico, mercaptanos y tioalcoholes pueden alcanzar un 3%), agua más o menos salada, compuestos oxigenados y nitrogenados, indicios o vestigios de metales etc.

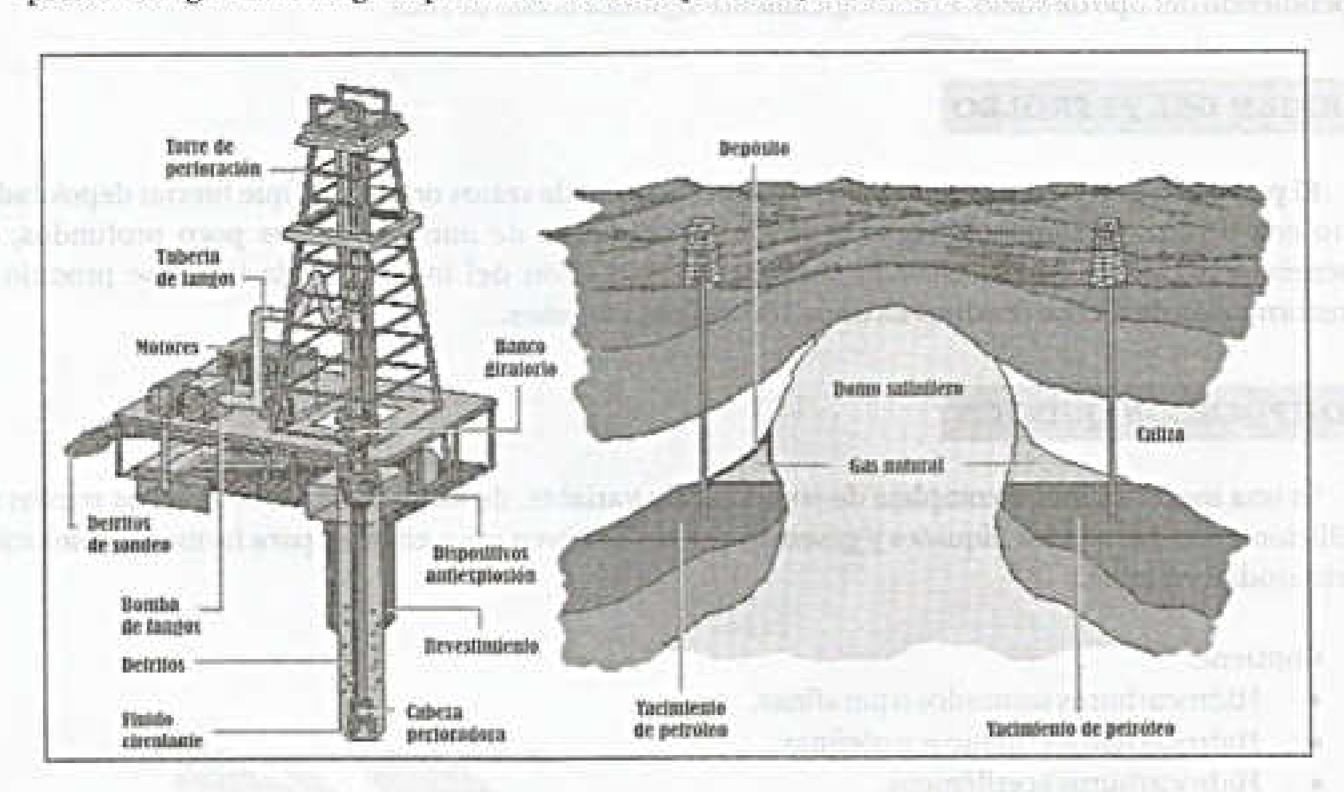
OBTENCIÓN DEL PETRÓLEO

1. EXPLORACIÓN

Consiste en la ubicación de la zona petrolífera mediante estudios geológicos, pruebas sísmicas (a base de pequeñas detonaciones en el interior del terreno de prueba), gravimétricos, fotos por satélite, etc.

2. PERFORACIÓN

Una vez ubicado la posible zona se perfora el subsuelo, generalmente de 200 – 300 metros, la presión del gas hace surgir espontáneamente al petróleo, a veces en forma violenta.



3. EXPLOTACIÓN

Comprobando la existencia del crudo, transporta y almacena para su posterior tratamiento.

4. REFINACIÓN

Tratamientos previos

Comprobando la existencia del crudo, transporta y almacena para su posterior tratamiento.

- Separación de partículas sólidas en suspensión por filtración.
- Separación de agua por diferencia de densidad (el agua es inmiscible y más denso que el petróleo).
- Se realiza el desalado químico; eliminación de sales como NaCl y $MgCl_2$ esto es necesario porque al ponerse en contacto el crudo con el vapor de agua forma HCl siendo esto altamente corrosivo.
- Endulzamiento: eliminación del azufre y sustancias sulfurosas, para esto se hace un lavado con soda.

Destilación Fracionada

Consiste en la separación del "petróleo crudo" en sus componentes, lo cual se basa en las diferentes temperaturas de ebullición que tienen los hidrocarburos, obteniéndose fracciones las cuales son mezclas de compuestos con similares puntos de ebullición.

PRIMERA REFINACIÓN POR DESTILACIÓN
(Destilación atmosférica)

T °C	FRACCIÓN	N °C	USO
< 20	Gas	≤ 4	Combustible y síntesis
20 – 60	Éter de petróleo	5 – 6	Solvente
10 – 100	Ligroina	6 – 7	Solvente
100 – 205	Gasolina	5 – 10	Combustible
180 – 230	Querosene	11 – 12 y aromáticos	Combustible de motores a reacción
230 – 305	Aceite ligero	13 – 17	Combustible de motores diesel
305 – 405	Aceite pesado	18 – 25	Combustible de calderas
Liq. no volátiles	Lubricantes	Cadena larga unida a ciclos	Lubricantes
Sólidos no volátiles	Asfalto	Estructuras policíclicos	Carreteras

GASOLINA NATURAL

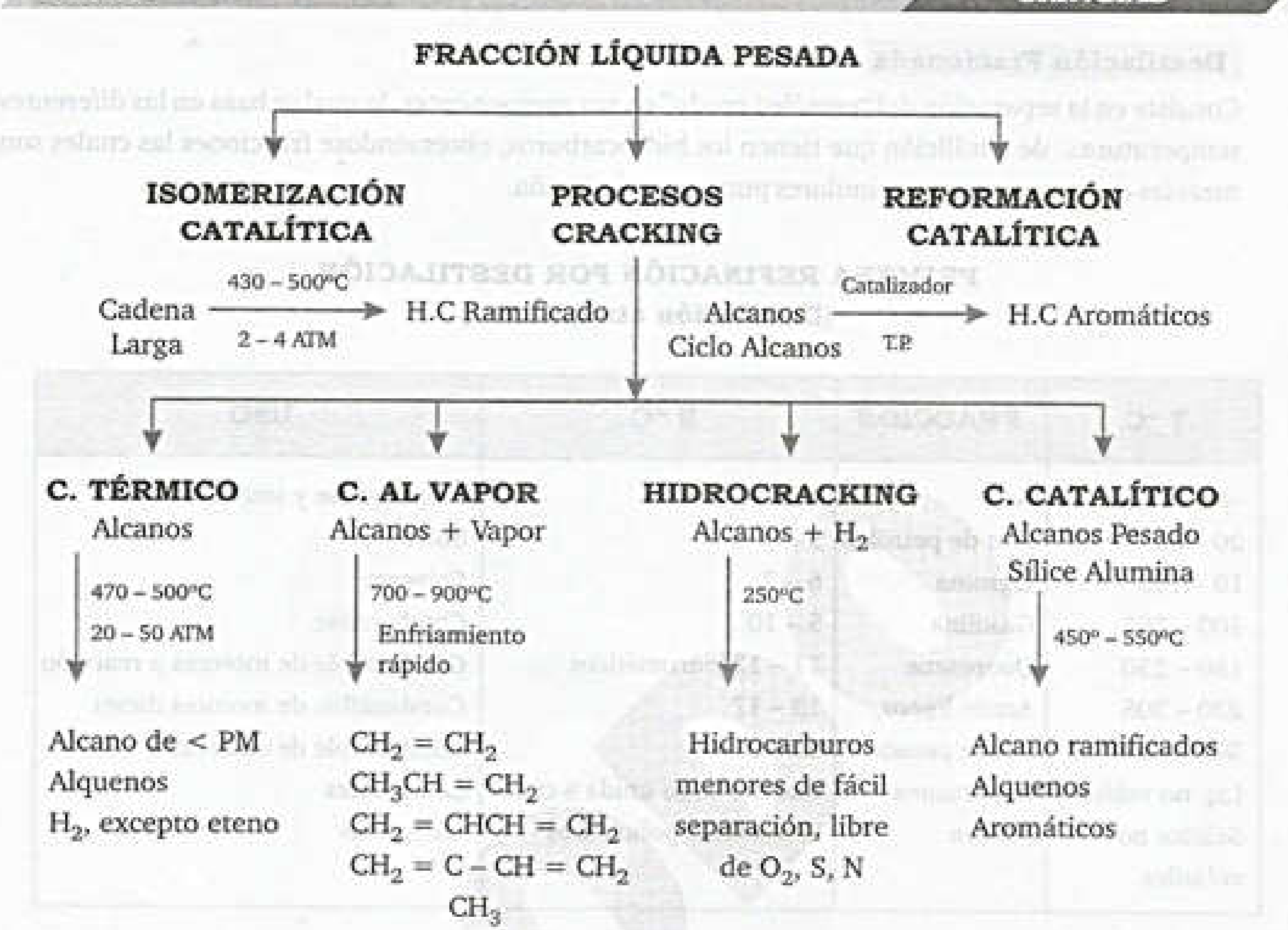
Se llama así a la fracción que destila entre 100 – 205°C, es de bajo octanaje. La calidad de la gasolina natural se mejora adicionando aditivos como tetraetilplomo, así añadiendo 0,75 – 3,00 mL/galón de T.E.P aumenta de 20 – 70 octanos a 80 octanos, esto ocurre porque los polvillos de Pb generados amortigua la combustió

$$(CH_3CH_2)_4Pb + O_2 \longrightarrow O_2 + CO_2 + H_2O + Pb$$

Para evitar que los polvillos de plomo se acumule en los conductores del motor, se añade otro aditivo como bromuro o cloruro de etileno.

$$\underset{\displaystyle Cl}{\underset{|}{CH_2}} - \underset{\displaystyle Cl}{\underset{|}{CH_2}} + Pb \longrightarrow CO_2 + H_2O + PbCl_2$$

La industria petroquímica produce gasolina de mayor calidad por los procesos de isomerización catalítica y fundamentalmente por el proceso de craqueo catalítico.



ÍNDICE DE OCTANO (I. O.)

La tendencia de un combustible a combustionar sin detonar o explosionar se indica mediante el índice de octano como el n – heptano detona fuertemente en el motor se da un índice de octano de cero (0), en cambio el 2, 2, 4 – trimetil pentano (isoctano) arde suavemente, por lo que se le asigna un índice de 100. Como se puede ver el índice de octano aumenta al disminuir el peso molecular y aumentar la ramificación. Los alquenos, cicloalcanos e hidrocarburos aromáticos tienen índice de octano elevado.

Ejemplo:

HIDROCARBURO	I.O.	HIDROCARBURO	I.O.
– Metano	100	– 2,3 dimetil hexano	78,9
– Propano	99,5	– Isooctano	100
– Pentano	61,9	– Benceno	106
– Heptano	0	– tolueno	120
– 3 – metil heptano	35	– Octano	– 17



OBSERVACIÓN

el octanaje, indica el grado del poder antidetonante de la gasolina, así tenemos que, una gasolina de 80 octanos, presenta el mismo rendimiento de una verdadera gasolina de laboratorio que contiene una mezcla de 80 partes en volumen de isooctano con 20 partes en volumen de n – heptano.

GAS NATURAL

Generalmente el petróleo va acompañado del gas natural, el cual es una mezcla de metano, etano propano y butano, donde casi siempre contiene más del 75% de metano. Cuando el gas natural contiene más de 95% de metano, se dice que el gas natural es seco.

Se obtiene también del petróleo, al momento de la extracción o por destilación fraccionada. Se usa como combustible, en calefacción. Los gases propano y butano se comprimen y se venden como gas licuado.

EJERCICIOS DE APLICACIÓN



1. Respecto al petróleo, identifique las afirmaciones correctas:
I. Es una mezcla compleja de hidrocarburos sólidos, líquidos y gaseosos.
II. Se considera una fuente de energía renovable.
III. La mayoría de sus componentes se emplea como combustibles aunque también poseen aplicaciones en la industria petroquímica.

Rpta.: ....

2. La teoría más aceptada sobre el origen del petróleo es:

Rpta.: ....

3. Identifique la alternativa que no contiene un derivado del petróleo:
I) Gasolina II) Ligroína III) Glicerina
IV) GLP V) Diesel

Rpta.: ....

4. Sobre la gasolina, indique la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:
I. Es una mezcla de hidrocarburos líquidos cuya composición va de 5 a 11 átomos de carbono.
II. Se emplea como combustible en los motores de combustión interna.
III. Las gasolinas de 90 octanos están compuestas por 90% en volumen de isooctano.

Rpta.: ....

5. Ordenar de forma creciente según el octanaje a los siguientes hidrocarburos:
I) Isohexano. II) Propileno. III) Tolueno.

Rpta.: ....

6. Identifique la alternativa que no contiene un hidrocarburo aromático:
I) Benceno II) Etileno III) Pireno
IV) Xileno V) Naftaleno

7. **Rpta.:** ....

Indique el nombre IUPAC del siguiente alcano:

```
                       CH2
                        |
        CH3            CH3
         |              |
CH3 - CH - CH2 - C - CH2 - CH3
                        |
                       CH3
```

Rpta.: ....

8. Indique el nombre IUPAC del siguiente alqueno:

```
                   CH3
                    |
CH3 = CH - CH - CH2 - CH3
```

Rpta.: ....

9. Indicar la atomicidad (número de átomos por unidad fórmula) del siguiente hidrocarburo:
2,2,4–trimetilpentano

Rpta.: ....

10. Indique el nombre IUPAC del siguiente alcano:

```
        CH3
       /
  (benceno)
      |
CH3 - CH - CH3
```

Rpta.: ....

PROBLEMAS RESUELTOS

PROBLEMA 1 Indique verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

I. La composición del petróleo depende del lugar de procedencia.
II. El petróleo es una mezcla de hidrocarburos líquidos, sólidos y gaseosos.
III. En el petróleo también existen H_2O, CO_2, H_2S.

A) VVF B) VFF C) VVV
D) FFV E) FFF

Resolución:

I. VERDADERO : De acuerdo al lugar donde se extrae el petróleo, este tiene diferente composición pueden ser de base parafinica, asfáltica o mixta.

II. VERDADERO : Esta conformado por una mezcla principalmente de hidrocarburos sólidos, líquidos y gaseosos.

III. VERDADERO : También se encuentra agua salada, gas sulfhídrico, compuestos.

∴ CLAVE: C

PROBLEMA 2 ¿Cuál de las siguientes alternativas no corresponde al origen del petróleo?

A) Descomposición bacteriana de plantas y animales.
B) Se formó hace más de 100 millones de años.
C) Restos orgánicos en el fondo de mares sedimentados con arcillas.
D) Se produce la oxidación de restos debido a la presencia de oxígeno.
E) A elevada temperatura y presión del interior de la tierra.

Resolución: El origen del petróleo se produce en el fondo marino poco profundos, en ausencia del Oxígeno.

∴ CLAVE: D

PROBLEMA 3 Las etapas secuenciales de la explotación del petróleo son:

I. Debutanación
II. Extracción
III. Perforación
IV. Almacenamiento
V. Exploración

A) IV – V – II – I – III B) V – III – II – IV – I C) III – V – II – IV – I
D) II – I – III – V – IV E) V – II – III – I – IV

Resolución: La obtención del petróleo se inicia con la ubicación de la zona petrolífera (exploración), luego se perfora el subsuelo, se extrae el petróleo, se almacena y se somete a tratamiento previos antes de la destilación fraccionada.

∴ CLAVE: B

PROBLEMA 4 No representa un tratamiento previo a la destilación

A) Se eliminan las sales de NaCl y $MgCl_2$.
B) Por filtración se retiran los sólidos en suspensión.
C) Se separa el agua del petróleo (inmiscibles).
D) La base asfáltica es eliminada por decantación.
E) Se efectúa el endulzamiento con soda.

Resolución: El asfalto es una fracción pesada obtenida en la destilación fraccionada del petróleo usado en carreteras, realizada después de los tratamientos previos como el desalado químico y el endulzamiento.

∴ CLAVE: D

PROBLEMA 5 Marque la alternativa que indica las fracciones obtenidas por destilación del petróleo en orden descendente de sus temperaturas de ebullición.

I. Gasolina
II. Asfalto
III. Butano

A) I, II y III B) II, I y III C) II, III y I
D) III, II y I E) III, I y II

Resolución: En la destilación fraccionada la torre de fraccionamiento presenta temperaturas altas mayores de 400ºC en la parte inferior (fondos) la cual disminuye al subir en la columna, la fracción cuyo punto de ebullición es bajo sale por la parte alta; tal es el caso del propano y butano, luego al ir bajando se producen la gasolina, querosene, diesel, residual, lubricantes y en los fondos el asfalto.

∴ CLAVE: B

PROBLEMA 6 El gas natural (GN) está constituido principalmente por metano (CH_4), proporciones variables de hidrocarburos volátiles y otros contaminantes como el H_2S y CO_2, denominados gases ácidos. Estos gases reducen el poder calorífico del GN y deben ser eliminados porque perjudican la aplicación del gas natural como.....

ADMISIÓN UNMSM 2017 - II

A) combustible para naves espaciales.
B) materia prima de gas sintético.
C) combustible y gas doméstico.
D) materia prima de lubricantes.
E) combustible y gas sintético.

Resolución: La presencia de los denominados "gases ácidos" H_2S y CO_2 (los cuales son corrosivos) en el gas natural, disminuyen su poder calorífico, perjudicando su aplicación como combustible y gas doméstico

∴ CLAVE: C

PROBLEMA 7 Dar el nombre al siguiente hidrocarburo:

```
        CH3              CH3  CH3
        |                |    |
CH3 -  C  - CH2 - CH  - CH - CH - CH2 - CH3
        |          |
        CH3        CH2 - CH2 - CH3
```

A) 5 – metil – 2,3,5 – trimetil – 3 – propil – heptano
B) 6 – etil – 2,2,5 – trimetil – 4 – propil – octano
C) 4 – trietil – 1,2,2 – propil – 4 – etil – pentano
D) 6 – etil – 2,2,3 – trimetil – 4 – propil – octano
E) 5 – dietil – 2,1,5 – trimetil – 1 – propil – octano

Resolución: La cadena mas larga es:

```
                                  metil        etil
        (CH3)                     (CH3)   (CH2 - CH3)
        |                          |       |
CH3  -  C  -  CH2  -  CH  -  CH  -  CH  -  CH2  -  CH3
 1      2      3      4      5      6      7       8
        |             |
        (CH3)        (CH2 - CH2 - CH3)
                          propil
```

El nombre del hidrocarburo es:

6 – etil – 2,2,5 – trimetil – 4 – propil – octano

∴ CLAVE: B

PROBLEMA 8 Indicar el nombre IUPAC de la siguiente estructura:

$$CH_2=\underset{\underset{CH_3}{|}}{C}-CH_2-\underset{\underset{\underset{CH_3}{|}}{\underset{CH_2}{|}}}{C}=\overset{\overset{CH_3}{|}}{C}-CH_2-CH_3$$



A) 4 – etil – 2,3 – trimetil – 1,3 – heptano
B) 6 – etil – 2,2 – dimetil – 4 – octadieno
C) 4 – etil – 3,6 – dimetil – 3,6 – heptadieno
D) 4 – etil – 2,5 – dimetil – 1,4 – heptadieno
E) 5 – dietil – 2,1 – trimetil – 1 – octano

Resolución: Se elige la cadena mas larga y se identifican los radicales:

$$\overset{1}{CH_2}=\underset{\underset{\boxed{CH_3}\ \text{metil}}{|}}{\overset{2}{C}}-\overset{3}{CH_2}-\underset{\underset{\boxed{CH_2-CH_3}\ \text{etil}}{|}}{\overset{4}{C}}=\overset{\overset{\boxed{CH_3}\ \text{metil}}{|}}{\overset{5}{C}}-\overset{6}{CH_2}-\overset{7}{CH_3}$$

El nombre del alqueno es:

4 – etil – 2,5 – dimetil – 1,4 – heptadieno

∴ CLAVE: D

PROBLEMA 9 ¿Cuántas mol-g de oxígeno requieren la combustión completa de una mol de 2 – metil – 1,3 – butadieno?

A) 5
B) 7
C) 8
D) 6
E) 4

Resolución: Hallando el número de carbonos en total del hidrocarburo:

2 – $\underbrace{\text{metil}}$ – 1,3 – $\underbrace{\text{butadieno}}$

#C: 1 + 4 = 5 ⇨ $\boxed{n=5}$

La fórmula general de cualquier alqueno es:

$$\boxed{C_nH_{2n+2-2d}}$$

Donde: d: # de enlaces dobles

d = 2

⇨ F.G: $C_5H_{2(5)+2-2(2)}$: C_5H_8

La reacción de combustión completa es:

$$C_5H_8 + 7\,O_2 \longrightarrow 5\,CO_2 + 4\,H_2O$$

Cada mol de hidrocarburo requiere 7 mol-g de oxígeno (O_2)

∴ CLAVE: B

PROBLEMA 10 Se tiene el siguiente hidrocarburo:

$$CH_2 = C(CH_3) - CH_2CH_3$$

En las alternativas indicar un isómero con el inicial.

A) 2 – metil – hexeno B) 2 – metil – penteno
C) Pentano
D) 2 – metil – 2 – buteno E) 2,3 – dimetil – buteno

Resolución: La fórmula global del hidrocarburo es: F.G = C_5H_{10}

En las alternativas se busca el hidrocarburo con la misma fórmula global:

A) 2 – metil – hexeno: #C = 1 + 6 = 7 ⇨ C_7H_{14}

B) 2 – metil – penteno: #C = 1 + 5 = 6 ⇨ C_6H_{12}

C) Pentano: ⇨ C_5H_{12}

D) 2 – metil – 2 – buteno: #C = 1 + 4 = 5 ⇨ C_5H_{10}

E) 2,3 – dimetil – buteno: #C = 2(1) + 4 = 6 ⇨ C_6H_{12}

∴ CLAVE: D

PROBLEMA 11 El nombre del siguiente alquino es:

$$CH_3 - CH(CH_3) - C \equiv C - CH_3$$

A) 2 – metil – 3 – pentino B) 3 – etil – 4 – hexino
C) 2 – dimetil – 2 – penteno
D) 1 – etil – 5 – pentano E) 2 – metil – 3 – pentino

Resolución: La cadena principal es:

$$\overset{1}{CH_3} - \overset{2}{\underset{\substack{|\\ CH_3 \text{ (metil)}}}{CH}} - \overset{3}{C} \equiv \overset{4}{C} - \overset{5}{CH_3}$$

El nombre es: 2 – metil – 3 – pentino

$\therefore$ CLAVE: E

PROBLEMA 12 Respecto al 3 – metil – 1 – butino, ¿cuáles de las siguientes proposiciones son correctas?

I. Tiene 11 enlaces sigma (σ).
II. Presenta 3 enlaces pi (π).
III. No presenta isomería geométrica.

ADMISIÓN UNI 2017 - I

A) I y II
B) II y III
C) Solo I
D) Solo II
E) Solo III

Resolución: Sea la fórmula semidesarrollada:

$$\overset{\sigma}{CH} \underset{2\pi}{\overset{\sigma}{\equiv}} C \overset{\sigma}{-} \underset{\substack{\sigma|\\ CH_3 \ (3\sigma)}}{\overset{\sigma}{CH}} \overset{\sigma}{-} \overset{3\sigma}{CH_3}$$

Analizando las proposiciones:

I. FALSO La molécula presenta 12 enlaces "sigma" (σ).
II. FALSO La molécula presenta 2 enlaces "pi" (π).
III. VERDADERO Los alquinos no presentan isomería geométrica.

$\therefore$ CLAVE: E

PROBLEMA 13 Con respecto a los hidrocarburos cíclicos alifáticos indicar verdadero (V) o falso (F) según:

I. Presentan similares características que sus análogos de cadena abierta.
II. Son menos estables que los acíclicos.
III. El ciclo propano se encuentra en la naturaleza.

A) VVF
B) VFV
C) FFV
D) FVF
E) VVV

Resolución: I. (V) : Los hidrocarburos de cadena cerrada son muy similares a sus homólogos de cadena abierta.

II. (V) : Estos son menos estables debido a la presencia de la tensión angular.

III. (F) : Algunos hidrocarburos cíclicos se encuentra formando parte del petróleo tal es el caso del ciclo hexano, raras veces el ciclo pentano.

∴ CLAVE: A

PROBLEMA 14 Indicar la atomicidad del etil ciclo hexano.

A) 17 B) 19 C) 24
D) 22 E) 26

Resolución: La fórmula global del ciclo alcano es:

$$\boxed{C_nH_{2n}}$$

Donde "n" números de carbonos.



$$\underbrace{\text{etil}}\ \text{ciclo}\ \underbrace{\text{hexano}}$$

$$N^oC = 2 \quad + \quad 6 = 8 = n$$

En la fórmula: $C_8H_{2(8)}$: C_8H_{16}

⇨ Atomicidad = 8 + 16 = 24

∴ CLAVE: C

PROBLEMA 15 Señale el número total de isómeros de cadena del ciclo pentano.

A) 1 B) 2 C) 5
D) 6 E) 4

Resolución: El ciclo alcano presenta los siguientes isómeros de cadena, siendo la fórmula de todos ellos C_5H_{10}

```
CH2 - CH2            CH2 - CH2
|      |             |      |
CH2    CH2           CH2 - CH - CH3
  \   /
   CH2               metil ciclo butano

ciclo pentano
```

$CH_2 - CH_2$ / $CH - CH_2 - CH_3$ **etil ciclo propano**

$CH_2 - CH - CH_3$ / $CH - CH_3$ **1,2 – dimetil ciclo propano**

Son 4 isómeros de cadena cerrada.

$\therefore$ CLAVE: E

PROBLEMA 16 Indicar el número de carbonos primarios, secundarios, terciarios y cuaternarios en el:

2 – ciclo butil – 2 – metil – hexano

A) 2, 5, 1, 2 B) 1, 4, 2, 3 C) 3, 4, 2, 2
D) 3, 6, 1, 1 E) 4, 2, 1, 2

Resolución: Se desarrolla la estructura del hidrocarburo cíclico:



Ahora se identifican los carbonos:

Primario: $-CH_3$ (1°) = 3

Secundario: $-CH_2-$ (2°) = 6

Terciario: $-\underset{|}{CH}-$ (3°) = 1

Cuaternario: $-\overset{|}{\underset{|}{C}}-$ (4°) = 1

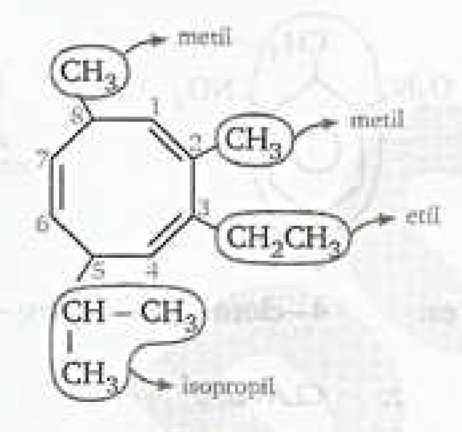
$\therefore$ CLAVE: D

PROBLEMA 17 El nombre IUPAC del siguiente hidrocarburo es:

CH_3
CH_3
CH_2CH_3
$CH - CH_3$
CH_3

A) 2 – metil – 6 – propil – 2,5 – dimetil – 1,3,3 – ciclo hexatrieno
B) 3 – etil – 5 – isopropil – 2,8 – dimetil – 1,3,7 – ciclo octatrieno
C) 3 – dietil – 4 – isopropil – 2,7 – metil – 1,3,5 – ciclo heptatriano
D) 1 – etil – 3 – propil – 2,8 – metil – 1,3,7 – ciclo nonatrieno
E) 3 – etil – 7 – isopropil – 2,1 – etil – 1,5,7 – ciclo octatrieno

Resolución: Se enumera la cadena cíclica de tal manera que los doble enlace tenga los menores valores:



Su nombre es: 3 – etil – 5 – isopropil – 2,8 – dimetil – 1,3,6 – ciclo octatrieno

∴ CLAVE: B

PROBLEMA 18 En las siguientes alternativas indicar aquella que el compuesto presenta atomicidad 16.

A) Fenol B) Tolueno C) Estireno
D) Cumeno E) Anilina

Resolución: Colocando las respectivas fórmulas a cada compuesto y su atomicidad:

A) Fenol: ⌬–OH : C_6H_5OH : Atomicidad: $6 + 5 + 1 + 1 = 13$

B) Tolueno: ⌬–CH_3 : $C_6H_5CH_3$: Atomicidad: $6 + 5 + 1 + 3 = 15$

C) Estireno: ⌬–$CH = CH_2$: $C_6H_5C_2H_3$: Atomicidad: $6 + 5 + 2 + 3 = 16$

D) Cumeno: ⌬–$CH - CH_3$ (con CH_3) : $C_6H_5C_3H_7$: Atomicidad: $6 + 5 + 3 + 7 = 21$

E) Anilina: ⌬–NH_2 : $C_6H_5NH_2$: Atomicidad: $6 + 5 + 1 + 2 = 14$

∴ CLAVE: D

PROBLEMA 19 ¿Cuál es el nombre del siguiente compuesto?

A) 5 – cloro – 1,3 – dinitro – 2 – tolueno
B) 1 – cloro – 3,5 – dinitro – 4 – tolueno
C) 6 – cloro – 2,4 – dinitro – 3 – tolueno
D) 4 – cloro – 2,6 – dinitro – benceno
E) 4 – cloro – 2,6 – dinitro – tolueno

Resolución:

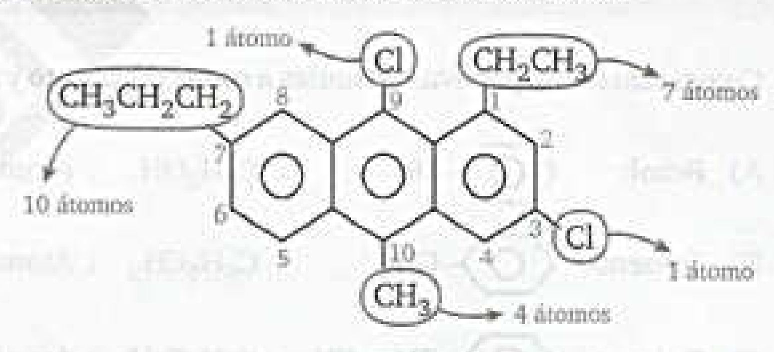
Su nombre es: 4 – cloro – 2,6 – dinitro – tolueno

∴ CLAVE: E

PROBLEMA 20 A partir del nombre del siguiente hidrocarburo: 3,9 – dicloro 1 – etil – 10 – metil – 7 – propil – antraceno; indicar su atomicidad.

A) 35 B) 39 C) 41
D) 42 E) 46

Resolución: Se desarrolla la respectiva estructura del aromático:



Identificamos el número de átomos de cada radical.

La cadena principal presenta:

$$14\text{"C"} + 5\text{"H"} = 19 \text{ átomos}$$

El total es: $19 + 10 + 4 + 7 + 1 + 1 = 42$

∴ CLAVE: D

PROBLEMAS PROPUESTOS

1. ¿Qué proposición (es) es (son) incorrectas?

I. El petróleo crudo es esencialmente una mezcla simple de hidrocarburos.
II. La composición del petróleo es la misma en todas partes del mundo.
III. El petróleo crudo su color puede variar de acuerdo al lugar donde se halla.

A) Solo I B) Solo II C) I y II
D) I y III E) Sólo III

2. Con respecto a las característica del petróleo:

I. Es un líquido aceitoso.
II. Es una mezcla heterogénea de hidrocarburos.
III. Tiene mayor densidad que el agua.
IV. Es un recurso natural renovable.

A) I, III y IV B) I y II C) II y III
D) II, III y IV E) I, II y IV

3. Marque la secuencia correcta respecto al petróleo:

I. Es una mezcla de hidrocarburos sólidos y líquidos.
II. Actualmente se admite que su origen es inorgánico.
III. La debutanación consiste en separar los hidrocarburos líquidos de los sólidos.
IV. La refinación del petróleo es una destilación simple.
V. El cracking del petróleo permite obtener hidrocarburos ligeros y alquenos.

A) FFVVV B) VVFVF C) VFVFV
D) FVFVV E) FFFFV

4. ¿De qué está formado el petróleo:

A) Una mezcla de aceite pesados.
B) Muchos compuestos disueltos en agua.
C) De una mezcla de hidrocarburos especialmente alcanos.
D) Una mezcla de hidrocarburos especialmente aromáticos.
E) N.A.

5. ¿De qué está formado la gasolina?

A) De una mezcla de alcanos solamente.
B) De una mezcla de alcanos y alquenos.
C) De una mezcla de alcanos: C5 – C10, con cierta cantidad de hidrocarburos olefínicos.
D) De una mezcla de alcanos de C2 – C6, con una gran proporción de hidrocarburos olefínicos.
E) Parafinas, olefinas, acetilenicos y aromáticos.

6. ¿Qué entiende por cracking catalítico?

A) Un tratamiento de las fracciones pesadas del petróleo a temperaturas moderadas y en presencia de catalizadores de aluminio que permiten rupturas de los alcanos para genera otros alcanos y alquenos comprendidos dentro de los componentes de la gasolina.
B) Un tratamiento de las fracciones livianas de la gasolina a temperaturas moderadas y en presencia de catalizadores de aluminio para generar fracciones más pesadas.
C) Un tratamiento de las fracciones pesadas de la gasolina a temperaturas moderadas y en presencia de catalizadores de aluminio para generar hidrocarburos aromáticos que elevan el octanaje de la gasolina.
D) Es el tratamiento de la gasolina para la adición de plomo tetraetílico y así elevar el octanaje de la gasolina.
E) Tratamiento para obtener alquenos y aromáticos.

7. ¿Cuál de los siguientes constituyentes no es crudo de petróleo?

A) Kerosene
B) Asfalto
C) Petróleo diesel
D) Éter de petróleo
E) Nitroglicerina

8. Indique el numero de carbonos que presentan hibridización sp

```
CH ≡ C                       CH2 − CH3
     |                        |
CH3 − CH − C = C = CH − CH2 − CH − CH3
           |
           CH2 − CH3
```

A) 1 B) 2 C) 3
D) 4 E) 5

9. Indique el tipo de hibridización que presenta el carbono marcado

```
                     •
CH3 − CH2 − CH = C = CH − CH2 − CH3
```

A) sp B) sp^2 C) sp^3
D) sp^3d E) sp^3d^2

10. Indique la cantidad de átomos con hidridización sp, sp^2 y sp^3 respectivamente para la siguiente estructura:

```
           CH3   CH3
           |     |
CH3 − CH − C  −  C − CH2 − CN
           ||    |
           CH    CH3
           |
           CH3
```

A) 2,2,8 B) 1,2,8 C) 0,2,10
D) 1,3,8 E) 3,2,7

11. Indique el numero de enlaces sigma y pi respectivamente que presenta el siguiente compuesto.

$CH_3-CH_2-CH=CH-C\equiv C-CH=CH_2$

A) 17 y 4 B) 15 y 5 C) 12 y 2
D) 14 y 3 E) 17 y 5

12. Halle la suma del numero de carbonos secundario y terciarios que presenta el siguiente compuesto orgánico

$(CH_3)_3CCH_2C(CH_3)_2CHCH_3CH_2CH_3$

A) 1 B) 2 C) 3
D) 4 E) 5

13. Indique el numero de carbonos primario y secundario que presenta el siguiente compuesto orgánico.

```
CH3 − CH2  CH3          CH3   CH2 − CH3
      |    |            |     |
CH3 − CH − C − CH2 − CH − CH − CH3
           |
           CH2 − CH3
```

A) 7 y 4 B) 5 y 5 C) 9 y 2
D) 4 y 3 E) 7 y 5

14. Con respecto a los Alcanos, señale lo incorrecto:

A) Los 4 primeros compuestos "normales" son gases a temperatura ambiental.
B) Los puntos de ebullición de los alcanos normales aumentan de manera gradual al aumentar el número de átomos de Carbono.
C) Son insolubles en agua.
D) La temperatura de ebullición de los alcanos aumenta con la ramificaciones.
E) Presenta isomería estructural.

15. Indicar el nombre IUPAC para el siguiente Hidrocarburo.

```
      CH3
      |
CH3 − C − CH2 − CH − CH2 − CH3
      |         |
      CH3       CH3
```

A) 2,2,4 - trimetil - hexano
B) 2,2,4 - trietil - butano
C) 3,5,5 - trimetil - hexano
D) 2,2,4 - trimetil - pentano
E) 2,2,4 - trietil - pentano

16. Hallar la masa molecular del siguiente Hidrocarburo:

2,3 - dimetil - pentano

A) 86 B) 89 C) 90
D) 100 E) 114

17. Contiene la mayor atomicidad

A) 2,2 dimetil pentano
B) 3 etil pentano
C) heptano
D) nonano
E) 2,3 dimetil hexano

18. Halle la masa de 20 mol del siguiente hidrocarburo saturado:

4 - etil - 2,3 dimetil - 5 - propilnonano

A) 226 g B) 4,24 kg C) 240 g
D) 212 g E) 4,52 kg

19. Respecto a las propiedades químicas de los alcanos. Señale la alternativa incorrecta:

A) Los átomos de carbono presentan hibridización sp^3.
B) La fuente natural de los alcanos es el petróleo crudo y el gas natural.
C) Los agentes oxidantes poderosos como el $KMnO_4$ frío y diluido ataca a los alcanos.
D) Los alcanos son inertes a la mayoría de los reactivos comunes.
E) El ciclo hexano y el ciclo pentano son los únicos ciclo alcanos obtenidos del petróleo.

20. De los enunciados:

I. Los ciclos alcanos tienen por fórmula general C_nH_{2n}.
II. El neopentano tiene mayor punto de ebullición que el isopentano.
III. El CCl_4 y el C_6H_6 son disolventes típicos de los hidrocarburos.
IV. Hay 4 isómeros de cadena que cumplen la fórmula molecular C_5H_{12}.

Son verdaderos:

A) Sólo I B) II y IV C) I y III
D) Sólo III E) I, III y IV

21. ¿Cuál es la concentración molar de una solución que contiene 0,228 g de 2,2,4 - trimetil pentano disueltos en 200 mL de n - heptano líquido.

A) 1 M B) 0,01 C) 0,1
D) 0,005 E) 0,02

22. ¿Cuántos enlaces σ y π existen en la estructura del 2 metil - 1,3 butadieno.

A) 12; 1 B) 9; 2 C) 10; 2
D) 11; 3 E) 12; 2

23. ¿Cuántos isómeros de posición posee la estructura del 2,4 dimetil 1,3 pentadieno?

A) 1 B) 2 C) 3
D) 4 E) 5

24. Respecto a los Alquenos, indicar verdadero (V) o falso (F):

I. Son pafarinas cuyos carbonos presentan hidridización sp^2.
II. El eteno es el monomero del polietileno.
III. Industrialmente una forma de obtención es mediante el Craking térmico del petróleo.
IV. Los isómeros geométricos pueden ser cis y trans.

A) FVVV B) FFVV C) VFVV
D) FVFV E) VVVF

25. Indicar el nombre IUPAC para el siguiente compuesto orgánico:

$$CH_3-\underset{\underset{CH_3}{|}}{\overset{\overset{CH_3}{|}}{C}}-CH_2-CH=\underset{\underset{C_2H_5}{|}}{C}-CH=CH_2$$

A) 3 - etil - 6,6 - dimetil - 1,3 - heptadieno
B) 2 - etil - 4,6 - dimetil - 1,2 - pentadieno
C) 3 - etil - 2,6 - dimetil - 1,4 - butadieno
D) 6,6 - dimetil -3 - etil - 1,3 - hexadieno
E) 6,6 - dietil - 3 - metil - 1,3 - pentadieno

26. Indicar la atomicidad que presenta el siguiente Hidrocarburo:

4 - etil - 5 - metil - 2 - hexeno

A) 23 B) 25 C) 27
D) 28 E) 32

27. Halle el peso molecular del siguiente Alqueno:

4 - etil - 2,7 dimetilocta - 2,6 dieno

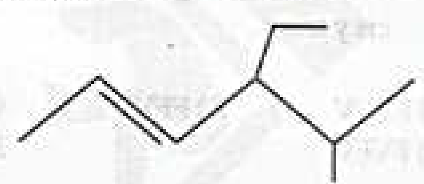
A) 154 B) 186 C) 86
D) 166 E) 121

28. Indicar el nombre de los siguientes Hidrocarburos:

$CH_3 - CH(CH_2CH_3) - CH_3$ $\qquad$ $CH_2 = C(CH_2CH_3) - C(=CH_2) - H$

A) 3 - metil - butano; 3 - etil, 1,3 - butadieno
B) 2 - etil - propano; 3 - metil - pentano
C) 2 - metil - butano; 2 - etil - 1,3 - butadieno
D) 3 - etil - 1,3 - butadieno; 2 - etil - propano
E) 3 - propil - propano; 3 metil - pentano

29. Indicar el nombre IUPAC para el siguiente Hidrocarburo:



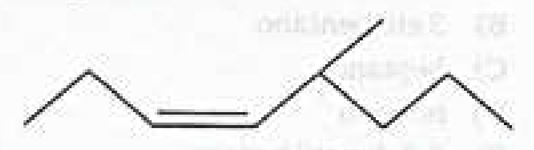
A) 2 - metil - 4 - metil - 2 - hexeno
B) 2 - metil - 3 - etil - 3 - hexeno
C) 3 - dietil - 4 - metil - 3 - hepteno
D) 3 - etil - 4 - metil - 2 - penteno
E) 4 - etil - 5 - metil - 2 - hexeno

30. Halle la masa molecular del siguiente hidrocarburo:

4 - etil - 5 - metil - 2 - octeno

A) 154 B) 148 C) 152
D) 168 E) 138

31. ¿Cuántos litros de aire en C.N. se necesitan para la combustión completa de 1,2 mol-g del compuesto?



Considere que el aire contiene 20% en volumen de oxígeno.

A) 4 032 L B) 8 550 C) 2 016,5
D) 898 E) 1 814,4

32. Con respecto a los alquinos, señale lo incorrecto:

A) Son también llamados hidrocarburos acetilenicos.
B) Arden con llama luminosa y tienen olor aliaceo especial.
C) El único producido a gran escala en la industria es el Acetileno.
D) Obtenido a partir de cal y coque en laboratorio.
E) No existe otra forma de preparación del acetileno.

33. Indicar el nombre IUPAC para el siguiente Hidrocarburo:

$$CH_3 - C(CH_3)_2 - CH_2 - CH(CH_3) - CH_2 - C \equiv C - CH_3$$

A) 5,7,7 - trimetil - 2 - octino
B) 2,2,4 - trimetil - 2 - heptino
C) 2,5,7 - trimetil - 2 - hexino
D) 2,7,7 - trimetil - 3 - octino
E) 2,2,4 - trimetil - 2 - heptino

34. Halle la masa del 10 mol del siguiente alquino:

3 - etil - 2,6 - dimetiloct - 4 - ino

A) 1,66 kg B) 10 kg C) 186 kg
D) 1,54 kg E) 1,21 kg

35. Indicar el nombre IUPAC para el siguiente Hidrocarburo:

$$CH_3-\underset{CH_3}{\overset{CH_3}{\underset{|}{\overset{|}{C}}}}-CH_2-C\equiv C-\underset{C_2H_5}{\underset{|}{CH}}-CH_3$$

A) 2 - etil - 6,6 dimetil - 3 - heptino
B) 2,2 - dimetil - 6 - etil - 4 - heptino
C) 2,2,6 - trimetil - 4 - heptino
D) 2,2,6 - trimetil - 4 - octino
E) 2 - etil - 6,6 - dimetil - 3 - hexino

36. Indicar la masa molecular del siguiente Hidrocarburo:

2 - metil - 5 - etil - 3 - heptino

) 136 B) 148 C) 152
D) 156 E) 138

37. Indicar el número de carbonos primarios, secundarios y terciarios del:

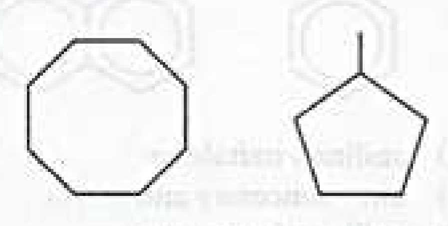
2 - ciclo propil - 2 metil pentano

A) 3, 2, 3 B) 2, 4, 2 C) 3, 3, 2
D) 1,4, 3 E) 3, 4 , 1

38. En las siguientes alternativas encontrar un isómero con el ciclo hexeno.

A) Ciclo hexano
B) Metil ciclo pentano
C) 2 - etil ciclo pentano
D) 3 - metil ciclo penteno
E) 3 - metil penteno

39. Hallar la atomicidad de los siguientes cíclicos:



A) 24 - 20 B) 24 - 18 C) 20 - 12
D) 22 - 20 E) 24 - 16

40. Dar los nombres de los siguientes compuestos:

CH_2CH_3

CH_3

A) metil ciclo pentano; etil tolueno
B) 2 - metil penteno; etil metil hexano
C) 3 - etil ciclo penteno; etil metil ciclo hexano
D) 3 - etil penteno; 3 - etil - 1 - metil ciclo hexano
E) 3 - etil ciclo penteno; 3 - etil - 1 - metil ciclo hexano

41. Dar el nombre IUPAC al siguiente hidrocarburo:

$$CH_3-CH-CH_2-CH(CH_3)-CH_2-Br$$

A) 5 - bromo - 2 - ciclo butil - 4 - metil pentano
B) 2 - ciclo butil pentano
C) 5 - bromo - 2 ciclo butil pentano
D) 1 - bromo - 4 - ciclo butil - 2 - metil pentano
E) 1 - bromo - 4 ciclo butil isopentano

42. Respecto a los hidrocarburos aromáticos, indicar verdadero (V) o falso (F):

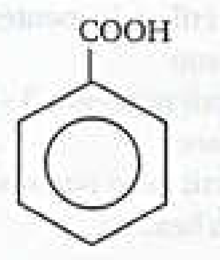
I. Se produce por destilación seca de alquitrán de hulla.
II. Son estructuras resonantes que poseen $n \in Z$ electrones π.
III. El O-Cresol y m-Cresol no son isómeros.
IV. El antraceno y fenantreno son derivados monosustituidos.
V. El benceno de reacciones de sustitución electrofílica.

A) FVFFV B) VVFFV C) VFFFF
D) VVFVF E) VVFVV

43. Hallar el compuesto que presenta mayor atomicidad en las siguientes alternativas:

A) Hidroquinona
B) Difenilo
C) Butil benceno
D) p - xileno
E) Metil naftaleno

44. Indique el numero de enlaces pi (π) que presenta el ácido benzoico



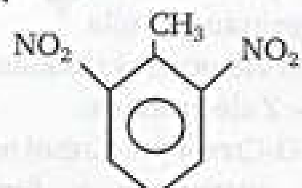
A) 2 B) 3 C) 4
D) 5 E) 1

45. Respecto al benceno y los hidrocarburos aromáticos, indicar verdadero (V) o falso (F):

( ) Químicamente es el 1,3,5 - ciclo hexatrieno.
( ) Todos sus átomos de carbono poseen hibridización sp^3.
( ) Presenta el fenómeno de resonancia.
( ) Posee derivados por sustitución y fusión de anillos bencénicos.

A) VFVV B) VVFV C) FFVV
D) FVVF E) FVVV

46. El compuesto presentado en la figura de denomina:



A) 1,3 - dinitro - 2 - metil - benceno
B) Orto - dinetro - tolueno
C) 2,6 - dinitro - tolueno
D) 1,3 - dinitro - tolueno
E) Trinitro tolueno

47. Señale aquel aromático que posee el mayor peso molecular
(P.A: Cl = 35,5; N = 14; O = 16)

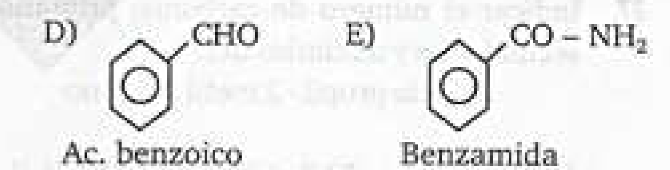
A) Etil benceno
B) Cloro benceno
C) Nitro benceno
D) Hidroquinona
E) Ácido benzoico

48. Una de las siguientes estructuras no lleva su nombre correcto:

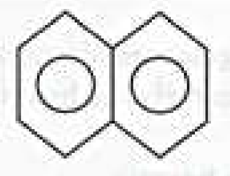
A) 

B) OH
Fenol

C) 

D) E) 

49. Indicar la atomicidad del Naftaleno.



A) 14 B) 18 C) 20
D) 12 E) 25

50. Indicar el nombre común de los siguiente compuestos:



A) anilina y naftaleno
B) nitro benceno y antraceno
C) anilina y fenantreno
D) fenol y benceno
E) anilina y pireno



Compuestos Orgánicos Oxigenados

OBJETIVOS

- Conocer e identificar a las distintas funciones orgánicas oxigenadas.
- Escribir de forma correcta sus fórmulas y nombres.
- Conocer sus propiedades, fuentes de obtención y sus aplicaciones.

EFECTOS BIOLÓGICOS DEL ALCOHOL.- Unidades de alcohol: Sistema de unidades aplicado a los diferentes tipos y cantidades de bebidas alcohólicas, que se centra en la fuerza del contenido de alcohol en cada una de ellas. El alcohol actúa en los centros superiores del cerebro reduciendo las inhibiciones de tipo social, la angustia y el sentido de responsabilidad. Esto permite al bebedor comportarse de una manera más desinhibida, preocupándose menos de las consecuencias de sus acciones. El alcohol también disminuye la conciencia, por lo que quien bebe no puede apreciar la disminución de sus habilidades o capacidad de juicio.

Es muy fácil abusar del alcohol, por lo que es importante tener una medida de consumo. Uno de estos sistemas, llamado unidades, se utiliza en distintos paises. Debido a que no existe una normalización del contenido en alcohol de las bebidas o del volumen de una "copa" estándar, este sistema no es aplicable universalmente.

Este sistema de unidades se basa en un "copa" estándar que contiene unos 8 gramos de etanol (alcohol puro). Esto es lo que se llama una unidad de alcohol. Una copa de cerveza de tipo medio, un vaso de vino o una medida de bebida alcohólica de 70 grados equivaldría a una unidad de bebida. Por supuesto, hay una cierta disparidad en cuanto al contenido de alcohol entre las diferentes marcas. La sidra, por ejemplo, suele ser más fuerte que una cerveza tipo lager. En España es más habitual, para calibrar el consumo de alcohol, referirse al consumo en gramos de alcohol al día o a la semana. Clásicamente se ha considerado un consumo alto y excesivo de alcohol aquel que supera los 420 g de alcohol semanales. Sin embargo las evidencias epidemiológicas sitúan el límite de riesgo para la salud en cifras equivalentes a 30-40 gramos por día para los varones y en 20-30 g para las mujeres. A continuación se indican los efectos de las concentraciones del alcohol en la sangre:

ALCOHOL EN LA SANGRE (mg/100mL)	EFECTOS SOBRE UN BEBEDOR DE TOLERANCIA NORMAL
20	Se siente bien. Mínimo o nulo efecto sobre su desempeño.
40	Capaz de "dejarse ir" socialmente, se siente "a tope". Ligeramente peligroso si conduce a gran velocidad.
60	El juicio queda disminuido. Incapaz de adoptar decisiones importantes. La conducción se hace temeraria.
80	Pérdida definitiva de la coordinación. Conducción peligrosa a cualquier velocidad.
100	Tendencia a perder el control sexual si no está demasiado adormilado. Torpeza de movimientos.
160	Obviamente embriagado. Posiblemente agresivo. Incontrolado. Puede sufrir de pérdida posterior de memoria de los acontecimientos.
300	A menudo, incontinencia espontánea. Mínima capacidad de excitación sexual. Puede caer en coma.
500	Susceptible de morir si no recibe atención médica.

INTRODUCCIÓN

Se sabe que gran parte de los compuestos orgánicos conocidos son derivados de los hidrocarburos, que son los compuestos mas sencillos de la química orgánica ya que están formados por solo dos tipos de elementos que son el carbono y el hidrógeno. En este capítulo estudiaremos a los compuestos orgánicos en cuya estructura se encuentra presente el átomo de oxígeno, se trata generalmente de compuestos ternarios (C, H y O) muy importantes ya que el ingreso de este átomo de oxígeno hace que las moléculas resultantes sean polares de la cual dependen muchas de sus propiedades. En este caso hablamos de compuestos como los alcohol, aldehídos y cetonas, ácidos orgánicos y esteres, que como veremos presentan muchas aplicaciones.

CONCEPTO

Los compuestos orgánicos oxigenados son compuestos ternarios (C, H y O) que resultan de la oxidación selectiva (controlada) de los hidrocarburos, para lo cual se emplea los agentes oxidantes: $KMnO_4$, $K_2Cr_2O_7$, etc. Entre los compuestos más comunes, tenemos:

COMPUESTOS	NOTACIONES	GRUPO FUNCIONAL
Alcoholes	R — OH R — Ö — H	— Ö — H Oxihidrilo
Aldehídos	R — CHO R — C(=O) — H	— C(=O) — H Carbonilo
Cetonas	R — CO — R* R — C(=O) — R*	— C(=O) — Carbonilo
Ácidos carboxílicos	R — COOH R — C(=O) — Ö — H	— C(=O) — Ö — H Carboxilo
Ésteres	R — COO — R* R — C(=O) — Ö — R*	— C(=O) — Ö — Alcoxi carbonilo

Donde: R y R*, son radicales alquilicos (alifáticos) o arilos (aromáticos) los cuales representan los hidrocarburos de los cuales provienen.

Además estos compuestos tienen su origen en la siguiente secuencia de oxidación:

- Alcohol primario $\underset{R}{\overset{[O]}{\rightleftarrows}}$ aldehído $\underset{R}{\overset{[O]}{\rightleftarrows}}$ ácido carboxilico

O: oxidación
R: Redacción

A todo el público en general:

El Proyecto Modo Scan+100 2.0, nace de una idea del
Team Calapenshko,
el cual es difundir todo aquel texto inédito que no esté circulando en la red.

Nuestro Grupo Calapenshko hace el mejor esfuerzo para digitalizar este libro, y así usted estimado lector pueda obtener la mejor experiencia que toda persona desea al abrir un libro.

Este proyecto llega gracias a las **donaciones que se pudo obtener de 100 personas** comprometidas con el proyecto **MODO SCAN+100 2.0**.

Este libro no debe ser prostituito monetariamente, este libro no debe ser coleccionado, este libro debe ser destruido analíticamente, así que te invito a leerlo.

No pagues por este libro de **circulación gratuita**,
búscalo en la red.

Atentamente, el GRUPO CALAPENSHKO

02 de setiembre del 2020



- Alcohol secundario $\underset{R}{\overset{[O]}{\rightleftarrows}}$ cetona

Debido a la presencia del átomo de oxígeno en su estructura, las moléculas de dichos compuestos son polares, la intensidad de los dipolos para compuestos de igual número de carbonos presenta el orden:

Ácido carboxílico > alcoholes > cetonas > aldehídos

Este orden también se verifica para los puntos o temperaturas de ebullición.

PRINCIPALES FUNCIONES ORGÁNICAS OXIGENADAS

A) ALCOHOLES

Los alcoholes son compuestos químicos orgánicos en cuya estructura encontramos al grupo funcional covalente oxhidrilo (– OH), el cual se encuentra unido a un átomo de carbono del tipo "sp^3", es decir a un átomo de carbono que presenta solo enlaces simples y además un solo grupo funcional por átomo de carbono. Su representación general es:

R – OH

De acuerdo con las reglas IUPAC, los alcoholes se nombran agregando el sufijo "ol", al nombre de hidrocarburo que le dio origen, el cual se reconoce por el número de átomos de carbono, por ejemplo tenemos:

$CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - OH$: Butan<u>ol</u>

$CH_3 - C(CH_3)(OH) - CH_2 - CH_3$: 2 – metil – 2 – butan<u>ol</u>

$\overset{2}{C}H_2 = \overset{2}{C}H - \overset{1}{C}H - OH$: 2 – propen – 1 – <u>ol</u>



: Ciclo pentan<u>ol</u>

¡CUIDADO!



NO es alcohol.




Tipos de Alcoholes

Los alcoholes se clasifican de acuerdo a los siguientes criterios:



- **De acuerdo a la posición del grupo funcional oxidrilo en la cadena carbonada:**

  En este caso se consideran tres variedades que son los alcoholes primarios, secundarios y terciarios cuyo grupo funcional se ubica en un carbono primario, secundario y terciario respectivamente.



Alcohol Primario	Alcohol Secundario	Alcohol Terciario
C – C – OH (C 1°)	C – C(–C) – OH (C 2°)	C – C(–C)(–C) – OH (C 3°)

Ejemplos:

$CH_3 - CH_2 - CH_2 - OH$: Propan<u>ol</u> (alcohol primario)

$CH_3 - CH(OH) - CH_2 - CH_2 - CH_3$: 2 – pentan<u>ol</u> (alcohol secundario)

$CH_3 - C(CH_3)(OH) - CH_3$: 2 – metil – 2 – propan<u>ol</u> (alcohol terciario)

De estos tres tipos de alcoholes el terciario es el más reactivo, según el reactivo de Lucas que es una solución acuosa de $ZnCl_2$ y HCl.

- **De acuerdo a números de grupos funcionales oxhidrilos presentes en la cadena carbonada:**

  Los alcoholes pueden poseer 1, 2, 3 o más grupos funcionales oxhidrilos, de acuerdo a esto se les denomina monoles, dioles, trioles o polioles respectivamente.

  Ejemplos:

  $CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - OH$: Hexan<u>ol</u> (monol)

  $CH_3 - CH(OH) - CH(OH) - CH_3$: 2,3 – butano<u>diol</u> (diol o glicol)

  $CH_3 - CH(OH) - CH(OH) - CH(OH) - CH_3$: 2,3,4 – pentano<u>triol</u> (triol)

Propiedades

- Los alcoholes que posee menos de 11 átomos de carbono son líquidos, mientras que el resto se encuentra en estado sólido.
- Los alcoholes presentan moléculas polares con enlace puente de hidrógeno, por lo que son solubles en agua, esto es en mayor grado si poseen mas de un grupo funcional oxhidrilo, pero disminuye a medida que aumenta su masa molecular.
- Sus puntos o temperaturas de ebullición aumenta de acuerdo a su polaridad y masa molar, pero disminuye con las ramificaciones.
- Al igual que los hidrocarburos los alcoholes son combustibles, arden en presencia de oxígeno formando dióxido de carbono y vapor de agua.

- Por deshidratación en medio ácido pueden formar alquenos o también éteres.
- La oxidación de los alcoholes primarios producen aldehídos, mientras que al oxidarse un alcohol secundario se produce la cetona, los alcoholes terciarios por ser muy reactivos al oxidarse no forman un producto específico.
- Poseen acción antiséptica, es decir son desinfectantes.
- Alcoholes comunes:

Metanol o alcohol metílico ($CH_3 - OH$)	Llamado también espíritu de la madera, ya que en la antigüedad se obtenía por destilación destructiva de la madera, es altamente tóxico su consumo causa ceguera y en dosis alta la muerte, forma parte del ron de quemar.
Etanol o alcohol etílico ($CH_3 - CH_2 - OH$)	Llamado también espíritu del vino ya que se obtiene de la destilación de la uva, aunque también se obtiene por fermentación de granos como maíz, cebada, trigo, etc. es el alcohol contenido en las bebidas alcohólicas.
2 – propanol o alcohol isopropílico ($CH_3 - (CH(OH) - CH_3)$)	Es el más sencillo de los alcoholes secundarios, se vende a nivel de boticas y farmacias como alcohol de fricciones, se emplea como desinfectante en los procesos de vacunación.

B) ALDEHÍDOS

Los aldehídos son compuestos orgánicos oxigenados en cuya estructura se encuentra presente el grupo funcional carbonilo, su representación general es:



De acuerdo con las reglas IUPAC, los aldehídos se nombran agregando el sufijo "al", al nombre de hidrocarburo que le dio origen, el cual se reconoce por el número de átomos de carbono (incluyendo al grupo funcional).

Ejemplos:

$CH_3 - CH_2 - CH_2 - CHO$: Butan<u>al</u>

$CH_3 - CH(CH_3) - CH_2 - CH_2 - CHO$: 4 – metilpentan<u>al</u>

(con CH_3 sustituyente en el segundo carbono)

$CH_3 - CH = CH - CH_2 - CH_2 - CHO$: 4 – hexen<u>al</u>

Propiedades

- El aldehído mas simple que posee un átomo de carbono es gaseoso, mientras los que poseen 2, 3, 4, etc. son líquidos, los aldehídos superiores son sólidos.
- Al igual que los alcoholes los aldehídos presentan moléculas polares, pero no forman enlace puente de hidrógeno, solo dipolo – dipolo, por esta razón son menos solubles que los alcoholes en agua, así como también sus puntos o temperaturas de ebullición son menores.
- Los aldehídos derivados de hidrocarburos aromáticos presentan olores agradables a diferencia de los aldehídos alifáticos que poseen olores desagradables.
- Por lo general se obtienen por oxidación de alcoholes primarios, además la oxidación de aldehídos produce ácidos orgánicos o carboxílicos.
- Aldehídos comunes:

Metanal o formaldehído (H – CHO)	Es el aldehído mas simple ya que posee un solo átomo de carbono es un gas de olor irritante, soluble en agua forma con este una solución que al 40% en masa se denomina "formol", el cual se emplea para conservar preparados anatómicos
Etanal o acetaldehído (CH_3 – CHO)	Este aldehído es insumo químico para la preparación del ácido acético que es el componente del vinagre.

C) CETONAS

Las cetonas son compuestos orgánicos oxigenados en cuya estructura se encuentra presente el grupo funcional carbonilo (– CO –), llamada también grupo cetona, su representación general es:

$$R - CO - R'$$

De acuerdo con las reglas IUPAC, las cetonas se nombran agregando el sufijo "ona", al nombre del hidrocarburo que le dio origen, el cual se reconoce por el número de átomos de carbono (incluyendo al grupo funcional).

Ejemplos:

$CH_3 - CH_2 - CO - CH_3$: Butanona

$CH_3 - C(CH_3)_2 - CH_2 - CO - CH_3$: 4,4 – dimetil – 2 – petanona

$CH_3 - CH = CH - CO - CH_2 - CH_3$: 4 – hexen – 3 – ona

RECUERDA: Las cetonas existen a partir de "3C".

Propiedades

- A 20°C las cetonas de 3 a 10 átomos de carbono son líquidos, mientras que el resto se encuentra en estado sólido.
- Presentan moléculas polares las cuales se atraen debido a las fuerzas dipolo – dipolo, esta polaridad es mayor que los aldehídos pero menor que los alcoholes, son solubles en agua.
- Presentan menores puntos de ebullición que los alcoholes pero mayores que los aldehídos.
- Por lo general se producen por oxidación de alcoholes secundarios, por lo que presentan isomería de posición.
- En general a los aldehídos y cetonas se les conoce como compuestos carbonílicos, ya que en su estructura ambos presentan el grupo carbonilo (– CO –), pero en posiciones diferentes de la cadena carbonada, su diferenciación experimental se desarrolla empleando los reactivos de Fehling y Tollens.
- Cetonas comunes:

Propanona o acetona ($CH_3 - CO - CH_3$)	Llamado también dimetil cetona, es la cetona mas simple que a diferencia de otras funciones poseen 3 átomos de carbono, es un líquido volátil que se usa como disolventes de lacas y barnices como el caso de los esmaltes de uñas.

D) ÁCIDOS CARBOXÍLICOS

Los ácidos carboxílicos también llamados ácidos orgánicos son compuestos orgánicos oxigenados en cuya estructura se encuentra presente el grupo funcional carboxilo (– COOH), su representación general es:

$R - COOH$ → Siempre será el primero de la cadena principal.

De acuerdo con las reglas IUPAC, ácidos carboxílicos se nombran agregando el prefijo "ácido" seguido del nombre del hidrocarburo que le dio origen al cual se le agrega el sufijo "oico".

Ejemplos:

$CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - COOH$: Ácido heptanoico

$$\begin{array}{c} \quad\quad\quad\quad\quad CH_3 \\ \quad\quad\quad\quad\quad | \\ \quad\quad CH_3 \quad CH_2 \\ \quad\quad | \quad\quad | \\ CH_3 - CH - CH - CH_2 - COOH \end{array}$$

: Ácido 3 – etil – 4 – metilpentanoico

$CH_3 - CH = CH - CH_2 - CH_2 - COOH$: Ácido 4 – hexenoico

Propiedades

- A 20ºC los ácidos carboxilos que poseen de 1 a 9 átomos de carbono son líquidos, mientras que el resto se encuentran en estado sólido.
- Los ácidos carboxílicos que poseen de 11 a mas átomos de carbono se denominan ácidos grados superiores, se encuentran formando parte de las grasas y aceite naturales.
- Sus moléculas son mas polares que las moléculas de los alcoholes esto se releja en su mayor solubilidad en al agua y también sus mayores puntos de ebullición, presentan enlace puente de hidrógeno.
- Por lo general se producen por oxidación de los aldehídos y también a partir de la hidrólisis de los esteres, grasas, etc.
- Son ácidos débiles de acuerdo con la teoría de Brönsted y Lowry, por lo que ionizan débilmente en agua.
- Ácidos carboxílicos comunes:

Ácido metanoico o ácido fórmico ($H - COOH$)	Es el ácido orgánico más sencillo y más fuerte (corrosivo), se encuentra presente en la saliva de algunas hormigas.
Ácido etanoico o ácido acético ($CH_3 - COOH$)	Este ácido se obtiene a partir del vino, y forma parte del vinagre.
Ácido butanoico o ácido butírico ($CH_3 - CH_2 - CH_2 - COOH$)	Este ácido se encuentra presente dentro de la mantequilla.
Ácido etanodioico o ácido oxálico ($HOOC - COOH$)	Este ácido di carboxílico se encuentra presente en algunos vegetales como la ortiga y los ajíes es bastante corrosivo.

E) ESTERES

Los esteres son compuestos orgánicos oxigenados en cuya estructura se encuentra presente el grupo funcional ester (– COO –), su representación general es:

$$R - COO - R^*$$

Estos compuestos se producen de la reacción entre un ácido carboxilo y un alcohol en medio ácido, a dicha reacción se le conoce como "esterificación".

$$R - COOH + R^* - OH \rightleftarrows R - COO - R^* + H_2O$$

A todo el público en general:

El Proyecto Modo Scan+100 2.0, nace de una idea del
Team Calapenshko,
el cual es difundir todo aquel texto inédito que no esté circulando en la red.

Nuestro Grupo Calapenshko hace el mejor esfuerzo para digitalizar este libro, y así usted estimado lector pueda obtener la mejor experiencia que toda persona desea al abrir un libro.

Este proyecto llega gracias a las **donaciones que se pudo obtener de 100 personas** comprometidas con el proyecto **MODO SCAN+100 2.0**.

Este libro no debe ser prostituito monetariamente, este libro no debe ser coleccionado, este libro debe ser destruido analíticamente, así que te invito a leerlo.

No pagues por este libro de **circulación gratuita**,
búscalo en la red.

Atentamente, el GRUPO CALAPENSHKO

02 de setiembre del 2020



Ester: $\underbrace{R-COO}_{\text{Parte del ácido}}\underbrace{-R^*}_{\text{Parte del alcohol}}$

De acuerdo con las reglas IUPAC los esteres se nombran cambiando la terminación "oico" del ácido carboxílico por "ato" seguido del conector "de" y finaliza con el nombre del alcohol al cual se le cambia la terminación "ol" por "ilo".

Ejemplos:

$CH_3 - CH_2 - COO - CH_2 - CH_2 - CH_3$: Propanoato de propilo

$CH_3 - CH(CH_3) - COO - CH_2 - CH_3$: 2 – metilpropanoato de etilo

$CH_2 = CH - CH_2 - COO - CH_3$: 3 – butenoato de metilo

Propiedades

- Los esteres de bajo peso molecular son líquidos volátiles, los cuales poseen olores y sabores a frutas y flores razón por el cual se emplea en la industria de saborizantes y aromatizantes (perfumería), los de mayor masa molecular son sólidos.
- Presentan moléculas polares las cuales se atraen debido a las fuerzas dipolo – dipolo, por lo que son solubles en agua pero en menor grado que los alcoholes y ácidos carboxílicos.
- Su hidrólisis en medio ácido que es la reacción inversa a la esterificación produce su descomposición y da origen a un ácido carboxílico y un alcohol.
- Esteres comunes:

Metanoato de etilo o formiato de etilo ($H - COO - CH_2 - CH_3$)	Presenta olor a ron.
Etanoato de pentilo o acetato de pentilo ($CH_3 - COO - (CH_2)_4 - CH_3$)	Presenta olor a plátano.
Etanoato de octilo o acetato de octilo ($CH_3 - COO - (CH_2)_7 - CH_3$)	Presenta olor a naranja.
Butanoato de etilo o butirato de etilo ($CH_3 - (CH_2)_2 - COO - CH_2 - CH_3$)	Presenta olor a piña.
Butanoato de bencilo o butirato de bencilo ($CH_3 - (CH_2)_2 - COO - C_7H_7$)	Presenta olor a rosas.

COMPUESTOS POLIFUNCIONALES

NOMENCLATURA GENERAL PARA OXIGENADOS

Se nombran a los sustituyentes	Se nombra a la cadena principal	Se nombra a la saturación	Se nombra al grupo de mayor jeraquía
• Se considera el orden alfabético. • (NO) se considera: ter, sec, di, tri • (SI) considera: ciclo, iso	• La que presente más grupos funcionales • La más larga	−C−C− AN −C=C− EN −C≡C− IN	

	Jerarquía	Subordinado
R−OH	...... OL	......Hidroxi
R_1-CO-R_2	......ONA	......OXO
R−CHO	......AL	......Formil
$R_1-COO-R_2$	....ato deilo	
R−COOH	Acido ......oico	

Se sabe de la existencia de compuestos orgánicos oxigenados en cuya estructura se encuentran presentes más de un grupo funcional diferente, a los que se le denomina poli funcionales. Su nomenclatura exige conocer la siguiente jerarquía de grupos funcionales:

Mayor ↓ Menor

FUNCIÓN	GRUPO FUNCIONAL PRINCIPAL (SUFIJO)	GRUPO FUNCIONAL SECUNDARIO (PREFIJO)
Ácido carboxílico (− COOH)	. . . . oico	Carboxi
Aldehído (− CHO)	. . . . al	Formil
Cetona (− CO −)	. . . . ona	Oxo
Alcohol (− OH)	. . . . ol	Hidroxi

Primero se observa la cadena carbonada del compuesto y se identifica al grupo funcional principal de acuerdo al orden indicado en al cuadro anterior, el resto de grupos funcionales son secundarios y se toman como radicales empleando los prefijos correspondientes.

Ejemplos: a) $CH_3 - CH(OH) - CH_2 - CH_2 - CHO$

En este primer compuesto se presentan los grupos funcionales: aldehído (– CHO) y alcohol (– OH), siendo el primero el grupo funcional principal (el compuesto es un aldehído de 5 carbonos), su nombre es:

"4 – hidroxipentanal"

b)

```
                 CH3
                 |
                 CH2                            CH3
 ⑦          ⑥   |     ⑤      ④       ③      ②  |       ①
CH2 ═ C ─ CO ─ CH ─ CH2 ─ CH ─ COOH
                        |
                        OH
```

En este segundo compuesto se presentan los grupos funcionales: ácido (– COOH), cetona (– CO –) y alcohol (– OH), siendo el primero el grupo funcional principal (el compuesto es un ácido de 7 carbonos), su nombre es:

"Ácido 6 – etil – 2 – metil – 4 – hidroxi – 5 – oxo – 6 – heptenoico"

c)

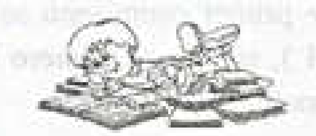
```
       ⑧CH3
         |
       ⑦CH2          OH      CH3
         |             |        |
       ⑥        ⑤     ④       ③        ②         ①
CHO ─ CH ─ CO ─ CH ─ C ─ CH2 ─ COOH
                                |
                                CH3
```

En este tercer compuesto se presentan los grupos funcionales: ácido (– COOH), aldehído (– CHO), cetona (– CO –) y alcohol (– OH), siendo el primero el grupo funcional principal (el compuesto es un ácido de 8 carbonos), su nombre es:

"Ácido 6 – formil – 4 – hidroxi – 3,3 – dimetil – 5 – oxo octanoico"



EJERCICIOS DE APLICACIÓN



1. Respecto a los alcoholes, identificar las afirmaciones correctas:
   I. Son compuestos ternarios en cuya estructura está presente el grupo funcional oxidrilo (– OH).
   II. Estas sustancias por ser orgánicas son insolubles en agua.
   III. Los dioles son alcoholes con dos grupos oxidrilos en el mismo carbono.

   Rpta.: ....

2. Indique el tipo de alcohol para los siguientes monoles:

$$CH_3 - \underset{\displaystyle OH}{\overset{\displaystyle CH_3}{C}} - CH_2 - CH_3$$

   Rpta.: ....

3. Indique el nombre IUPAC del siguiente alcohol:

$$CH_3 - \underset{\displaystyle OH}{\overset{\displaystyle CH_3}{C}} - CH_2 - CH_3$$

   Rpta.: ....

4. Indique el nombre IUPAC del siguiente alcohol:

$$CH_3 = CH - \overset{\displaystyle CH_3}{CH} - CH_2 - OH$$

   Rpta.: ....

5. El ácido benzoico o carboxibenceno es un ácido orgánico aromático cuya estructura es:

$$C_6H_5 - COOH$$

   Indique su atomicidad.

   Rpta.: ....

6. Indique el nombre IUPAC del siguiente aldehído:

$$CH_3 - \overset{\displaystyle CH_3}{CH} - \overset{\displaystyle CH_3}{CH} - CHO$$

   Rpta.: ....

7. Indique el nombre IUPAC del siguiente cetona:

$$CH_3 - CO - \overset{\displaystyle CH_3}{CH} - CH_3$$

   Rpta.: ....

8. Sobre los ácidos carboxílicos, indique la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:
   I. Poseen en su estructura el grupo funcional carboxilo (– COOH).
   II. Son ácidos débiles de Brönsted y Lowry.
   III. Dentro de los compuestos orgánicos oxigenados son los menos polares.

   Rpta.: ....

9. Indique el nombre IUPAC del siguiente ácido carboxílico:

$$CH_3 - \underset{\displaystyle CH_3}{C} = \overset{\displaystyle CH_3}{C} - CH_2 - COOH$$

   Rpta.: ....

10. Sobre los aldehídos y cetonas, identifique las afirmaciones correctas:
   I. Ambos tipos de compuestos poseen el grupo funcional carbonilo (– CO –).
   II. Poseen moléculas polares por lo que son solubles en agua.
   III. La propanona o acetona es la cetona más simple

   Rpta.: ....

PROBLEMAS RESUELTOS

PROBLEMA 1 En relación a las siguientes afirmaciones sobre los alcoholes, indicar verdadero (V) o falso (F):

I. Son compuestos orgánicos oxigenados que presentan el grupo funcional hidroxilo (OH^-), al igual que los hidróxidos.

II. Presentan moléculas polares las cuales se encuentran unidos por enlace puente de hidrógeno.

III. Dentro de los monoles los alcoholes terciarios son los más reactivos.

A) VVV B) VVF C) FFV
D) VVF E) FVV

Resolución:

I. FALSO : El grupo funcional oxidrilo de los alcoholes (– OH) es un grupo covalente, no iónico como el de los hidróxidos que es el grupo hidroxilo (OH^-), esto diferencia a uno de otro.

II. VERDADERO : De acuerdo con la representación general de los alcoholes:

R – OH

Se observa en su grupo funcional la unión:

– O – H

Esto hace evidente que a nivel molecular presenta enlace puente de hidrógeno.

III. VERDADERO : Los alcoholes monoles, es decir aquellos alcoholes de un solo grupo funcional oxidrilo presentan tres variedades: primario, secundario y terciario, siendo este último el más reactivo de acuerdo con la prueba de Lucas el cual usa el reactivo: $HCl + ZnCl_2$

∴ CLAVE: E

PROBLEMA 2 A continuación se indican las estructuras de 3 compuestos orgánicos oxidrilados. Identificar quienes son alcoholes.

I. $CH_2 = C(OH) - CH_2 - CH_3$

II. $CH_2 = CH - CH_2 - OH$

III. (anillo bencénico) — OH

A) Sólo I
B) I y II
C) II y III
D) Sólo II
E) Sólo III

Resolución: Sabemos que los alcoholes son compuestos orgánicos oxigenados que poseen el grupo funcional oxidrilo, pero no todos los compuestos que poseen este grupo funcional son alcoholes, primero se debe cumplir la siguiente condición:

"El grupo funcional oxidrilo (– OH) debe de estar unido a un átomo de carbono que solo posee enlaces simples (sp^3) y solo uno por carbono"

Para los compuestos del problema el grupo funcional se encuentra unido:

I. $= \underset{|}{C} -$: Carbono sp^2

II. $- CH_2 -$: Carbono sp^3

III. $= \underset{|}{C} -$: Carbono sp^2

Luego es alcohol solo el compuesto II

∴ CLAVE: D

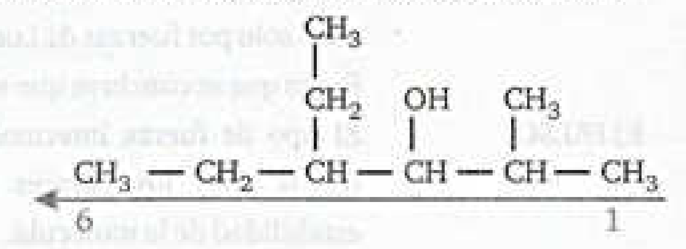
PROBLEMA 3 Indicar el nombre IUPAC para el siguiente alcohol:

$$CH_3-CH_2-\underset{\underset{\underset{CH_3}{|}}{CH_2}}{CH}-\underset{OH}{CH}-\underset{CH_3}{CH}-CH_3$$

(Estructura: $CH_3 - CH_2 - CH(CH_2CH_3) - CH(OH) - CH(CH_3) - CH_3$)

A) 4 – etil – 2 – metil – 3 – hexanol
B) 4 – metil – 1 – etil – 5 – pentanol
C) 3 – metil – 2 – etil – 6 butanol
D) 3 – etil – 1 – metil – 4 – hexanol
E) 4 – etil – 1 metil – 5 – pentanol

Resolución: Se trata de un alcohol secundario de seis carbonos, tenemos:



Radicales: 4 – etil ; 2 – metil

Cadena principal: 3 – hexanol

Nombre: 4 – etil – 2 – metil – 3 – hexanol

∴ CLAVE: A

PROBLEMA 4 El éter dietílico o simplemente éter fue utilizado como anestésico en las intervenciones quirúrgicas hasta el siglo XX. Si se sabe que es un líquido incoloro formado por moléculas no polares y es menos denso que el agua, se puede afirmar que el éter.

ADMISIÓN UNMSM 2017 - II

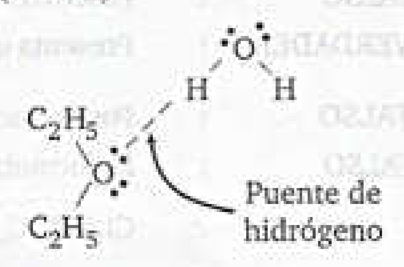
A) es poco soluble en el agua.
B) tiene punto de ebullición alto.
C) forma puentes H con el agua.
D) es ligeramente volátil.
E) se descompone fácilmente.

Resolución: Analizando las alternativas:

A) FALSO Según el contexto de la pregunta, se indica que el éter dietílico es no polar; por consecuencia, será insoluble en el agua cuya naturaleza es polar.

B) FALSO El éter dietílico es un líquido volátil de muy bajo punto de ebullición ($T^{o}_{EB} = 35\ °C$), debido a que sus moléculas no polares se cohesionan solo por fuerzas de London.

C) VERDADERO Los éteres ligeros forman puentes de hidrógeno con las moléculas de agua debido a los pares solitarios que hay en el oxígeno $\left(-\ddot{\underset{..}{O}}- \right)$ de su grupo funcional.



D) FALSO El éter dietílico es una molécula no polar, cohesionándose entre ellas solo por fuerzas de London de poca intensidad. Por lo que se concluye que son muy volátiles.

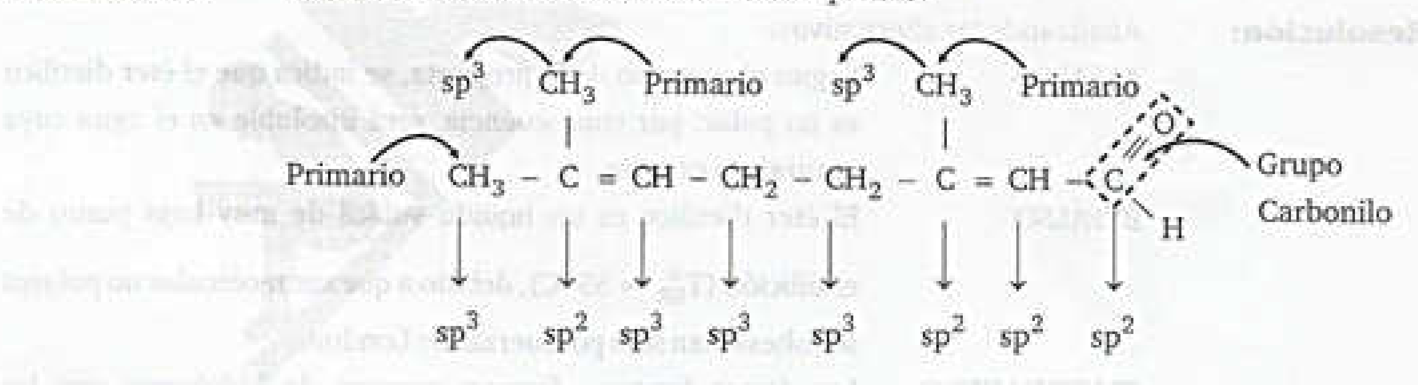
E) FALSO El tipo de fuerza intermolecular determina solo propiedades físicas. Son los enlaces químicos los que influyen en la estabilidad de la molécula.

∴ CLAVE: C

PROBLEMA 5 Un aroma fuerte a limón es producido por una sustancia natural conocida como citral. Esta es empleada en la formulación de fragancias y perfumes, en los que el componente principal es el 3, 7 – dimetil – 2,6 – octadienal. Respecto de este compuesto, se puede afirmar que: **ADMISIÓN UNMSM 2017 - II**

A) la cadena contiene cuatro carbonos sp^2.
B) en la cadena hay dos carbonos primarios.
C) en él está presente un grupo carbonilo.
D) la cadena está formada por tres carbonos sp^3.
E) la fórmula global se escribe como $C_8H_{10}O$.

Resolución: Sea la fórmula semidesarrollada del compuesto:



Analizando las alternativas:

A) FALSO : Presenta 5 carbonos con hibridización sp^2.
B) FALSO : Posee tres átomos de carbonos primarios.
C) VERDADERO : Presenta un grupo carbonilo primario.
D) FALSO : Posee cinco átomos de carbono con hibridización sp^3.
E) FALSO : La fórmula global del compuesto es $C_6H_{10}O$.

∴ CLAVE: C

PROBLEMA 6 A continuación se indica la estructura de un aldehído de cadena carbonada ramificada e insaturada. Su nombre IUPAC el:

$$CH_3-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{C}}=\overset{\displaystyle CH_3}{\overset{|}{C}}-CH_2-CHO$$

A) 3,4 – etil – 2 – butenal
B) 5,4 – dimetil – 1 – pentanol
C) 3,2 – metil – 2 – butanol
D) 3,3 – dietil – 2 – hexanol
E) 3,4 – dimetil – 3 – pentenal

Resolución: Se trata de un aldehído instaurado de 5 átomos de carbonos, tenemos:

$$CH_3-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{C}}=\overset{\displaystyle CH_3}{\overset{|}{C}}-CH_2-CHO$$

5 ⟵ 1

Radicales: 3,4 – dimetil

Cadena principal: 3 – pentenal

Nombre: 3,4 – dimetil – 3 – pentenal

∴ CLAVE: E

PROBLEMA 7 De acuerdo con las afirmaciones sobre las cetonas, indicar lo correcto:

I. Al igual que los aldehídos las cetonas se consideran compuestos carbonilo.
II. Presentan moléculas polares los cuales se mantienen unidos por las fuerzas moleculares dipolo – dipolo.
III. Se considera a la "acetona" como la cetona mas simple.

A) Sólo I B) I y II C) II y III
D) I, II y III E) Sólo III

Resolución: Del análisis de las afirmaciones del problema, tenemos:

I. CORRECTO : Tanto los aldehídos como las cetonas poseen en su estructura el grupo:

$$-C(=\ddot{O}:)-$$

Llamado carbonilo, por esta razón a ambos compuestos se les denomina carbonilo.

II. CORRECTO : Al igual que los aldehídos presentan moléculas polares unidos por enlaces dipolo – dipolo, no poseen puente de hidrógeno.

III. CORRECTO : La serie de las cetonas empieza con 3 átomos de carbono, por lo que el compuesto más simple es la propanona llamada comúnmente "acetona".

$$CH_3-CO-CH_3$$

Luego de acuerdo con el problema las 3 afirmaciones son correctas.

∴ CLAVE: D

PROBLEMA 8 A continuación se tiene la estructura de una cetona. Indicar su nombre IUPAC.

$$\begin{array}{ccccccccc} & & CH_3 & & & & CH_3 & & \\ & & | & & & & | & & \\ CH_2 & - & CH & - & CO & - & CH & - & CH_3 \end{array}$$

A) 3,4 – metil – 3 – pentenona
B) 2,4 – etil – 2 – pentanal
C) 2,4 – dimetil – 3 – pentanona
D) 5,4 – dimetil – 1 – butanona
E) 3,4 – etil – 3 – butanal

Resolución: Se trata de una cetona de 5 átomos de carbonos, tenemos:

$$\begin{array}{ccccccccc} & & CH_3 & & & & CH_3 & & \\ & & | & & & & | & & \\ CH_2 & - & CH & - & CO & - & CH & - & CH_3 \\ \xleftarrow{} & & & & & & & & \\ 5 & & & & & & & & 1 \end{array}$$

Radicales: 2,4 – dimetil

Cadena principal: 3 – pentanona

Nombre: 2,4 – dimetil – 3 – pentanona

∴ CLAVE: C

PROBLEMA 9 De las siguientes afirmaciones sobre los ácidos carboxílicos, indicar verdadero (V) o falso (F):

I. Dentro de los compuestos orgánicos oxigenados son los de mayores puntos de fusión y ebullición.
II. Al igual que los alcoholes, los ácidos poseen moléculas con enlace puente de hidrógeno, pero son menos solubles en agua.
III. Son ácidos débiles de acuerdo con la teoría de Brösnted y Lowry.

A) VV B) VVF C) FFV
D) VFV E) FVF

Resolución:

I. VERDADERO : Son los compuestos orgánicos oxigenados de moléculas más polares, esto se refleja en sus altos puntos de fusión y ebullición, mayores incluso que los alcoholes.

II. FALSO : Su grupo funcional "carboxilo", presenta la estructura:

$$-C(=\ddot{O}:)-\ddot{O}-H$$

Se observa la unión "– O – H" por lo que a nivel molecular presenta enlace puente de hidrógeno, son más solubles en agua que los alcoholes.

III. VERDADERO : Se ionizan débilmente en agua liberando protones (H^+), por lo que se consideran ácidos débiles de Brönsted y Lowry.

∴ CLAVE: D

PROBLEMA 10 Sabemos que los ácidos carboxílicos se producen a partir de una secuencia de oxidación que empieza con un alcohol primario, formándose luego un aldehído y finaliza con el ácido respectivo, estos sin modificación del número de carbonos de la cadena carbonada. Indicar el nombre del ácido que se origina a partir del butanol.

A) Ácido pentanoico
B) Ácido butanoico
C) Ácido propanoico
D) Ácido hexanoico
E) Ácido butenoico

Resolución: La secuencia de formación de un ácido carboxilo a partir de un alcohol es:

$$R-OH(1°) \xrightarrow{[O]} R-CHO \xrightarrow{[O]} R-COOH$$

Como no se modifica el número de carbonos de la cadena carbonada, los productos son:

- Butanal : C_3H_7-CHO
- Ácido butanoico : C_3H_7-COOH

∴ CLAVE: B

PROBLEMA 11 Indicar el nombre IUPAC del siguiente ácido carboxílico:

$$CH_3-CH(CH_3)-CH=CH-CH(CH_2-CH_3)-COOH$$

A) Ácido 1 – dietil – 2 – etil – 5 – pentanol
B) Ácido 2 – dimetil – 4 – etil – 6 – butanol
C) Ácido 2 – metil – 2 – dietil – 5 – pentanal
D) Ácido 3 – dietil – 1 – metil – 4 – hexanol
E) Ácido 2 – etil – 5 – metil – 3 – hexenoico

Resolución: Se trata de un ácido carboxilico insaturado de 6 átomos de carbonos, tenemos:

$$\overset{6}{CH_3}-CH(CH_3)-CH=CH-CH(CH_2-CH_3)-\overset{1}{COOH}$$

(numeración de 1 a 6, de derecha a izquierda)

Radicales: 2 – etil ; 5 – metil

Cadena principal: 3 – hexenoico

Nombre: Ácido 2 – etil – 5 – metil – 3 – hexenoico

∴ CLAVE: E

PROBLEMA 12 El ácido benzoico es un ácido carboxílico aromático que se produce a partir de la oxidación del bencenol, indicar su fórmula química:

A) $C_7H_6O_2$ B) $C_6H_6O_2$ C) $C_8H_6O_2$
D) $C_6H_8O_2$ E) $C_5H_{10}O_2$

Resolución: El bencenol es un alcohol primario que se produce por oxidación controlada del tolueno (metilbenceno), su estructura es:

$C_6H_5-CH_2-OH$

La oxidación de este alcohol formará primero un aldehído y luego un ácido carboxílico, como el número de carbonos no se modifica la estructura del ácido formado es:

C_6H_5-COOH

Esta es la estructura del carboxibenceno o ácido benzoico, su fórmula es: $C_7H_6O_2$

$\therefore$ CLAVE: A

PROBLEMA 13 En relación a los esteres, indicar lo correcto:

I. Se obtienen a partir de reacciones químicas denominadas de esterificación.
II. Por lo general se emplean en la industria de perfumes.
III. Sus moléculas son polares con enlaces puente de hidrógeno.

A) Sólo I B) I y II C) Sólo II
D) II y III E) Sólo III

Resolución: Del análisis de las afirmaciones, tenemos:

I. CORRECTO : Estos compuestos se obtienen por reacción entre un ácido carboxílico y un alcohol, a esto se denomina reacción de esterificación.

$$R-COOH + R^*-OH \longrightarrow R-COO-R^* + H_2O$$

II. CORRECTO : Dichos compuestos son los responsables de los olores de frutos y flores, por lo que se emplean en la industria de aromatizadores (perfumes).

III. INCORRECTO : Considerando su representación general:

$$R - C(=\ddot{\underset{\cdot\cdot}{O}}:) - \ddot{\underset{\cdot\cdot}{O}} - R^*$$

Se deduce que sus moléculas son polares, pero carecen de enlace puente de hidrógeno.

Luego de acuerdo con el problema son correctas las afirmaciones:

I y II

∴ CLAVE: B

PROBLEMA 14 Sa sabe que los esteres se producen por reacción entre un ácido carboxilico y un alcohol. Indicar la fórmula global y el nombre del ester que resulta de la combinación del ácido etanoico y el etanol:

A) $C_4H_6O_2$: Butanoato de etilo
B) $C_4H_8O_2$: Etanoato de etilo
C) $C_4H_8O_2$: Butanoato de propilo
D) $C_6H_4O_2$: Etanoato de etilo
E) $C_2H_6O_4$: Propanoato de etilo

Resolución: Las fórmulas del ácido y el alcohol involucrados en este proceso son:

Ácido etanoico : $CH_3 - COOH$

Etanol : $CH_3 - CH_2 - OH$

Luego de acuerdo con la reacción de esterificación, el ester formado es:

$$CH_3 - COO - CH_2 - CH_3$$

Su fórmula y nombre son:

$C_4H_8O_2$: Etano<u>ato</u> de et<u>ilo</u>

∴ CLAVE: B

PROBLEMA 15 El ester denominado butanoato de etilo se caracteriza por presentar olor a manzana. Indicar su fórmula química.

A) $C_{10}H_{14}O_2$ B) $C_6H_{10}O_2$ C) $C_6H_{12}O_2$
D) $C_8H_{10}O_2$ E) $C_4H_8O_2$

Resolución: Sabemos que el nombre de los esteres en general y en este caso tienen la forma:

Butanoato de etilo

Butanoato: Parte del ácido; de etilo: Parte del alcohol

Por lo tanto proviene de un ácido de 4 carbonos y un alcohol de 2 carbonos, la fórmula del ester es:

$$CH_3 - CH_2 - CH_2 - COO - CH_2 - CH_3$$

Luego su fórmula global es: $C_6H_{12}O_2$

∴ CLAVE: C

PROBLEMA 16 Indicar el nombre IUPAC del ester cuya estructura es:

$$CH_3 - CH(CH_3) - COO - CH(CH_3) - CH_3$$

A) 2 – butanoato – 2 – pentanol
B) 2 – metilpropanoato de 2 – propilo
C) 1 – metilpropanoito de 3 – pentanal
D) 1 – etilpropanoato de 4 – hexanol
E) 3 – metilpropanoato de 5 – hexenoico

Resolución: Se debe tener presente que el carbono del grupo funcional posee la numeración uno para ambos extremos de la cadena carbonada, luego:

$$CH_3 - CH(CH_3) - COO - CH(CH_3) - CH_3$$

Numeración: 3 (CH₃ izquierdo), 1 (COO), 3 (CH₃ derecho)

El nombre del ester es:

2 – metilpropanoato de 2 – propilo

∴ CLAVE: B

PROBLEMA 17 Respecto a los compuestos orgánicos oxigenados poli funcionales, indicar verdadero (V) o falso (F):

I. Son compuestos que presentan más de un grupo funcional oxigenado.
II. Dentro de la jerarquía de funciones oxigenadas la de mayor rango corresponde a los ácidos carboxílicos.
III. Si en un mismo compuesto se tienen los grupos funcionales carbonilo y formilo, entonces el compuesto es una cetona.

A) VVF B) VFF C) VVV
D) FVF E) FFV

Resolución:

I. VERDADERO : Se denomina así a los compuestos en cuya cadena carbonada se encuentra presente más de un grupo funcional oxigenado.

II. VERDADERO : Para la nomenclatura de estos compuestos se considera al grupo funcional más oxidado en este caso el grupo carboxilo (– COOH) de los ácidos como el primero en la jerarquía.

III. FALSO : De acuerdo al orden de jerarquía de grupos funcionales, si un compuesto posee los grupos: formilo (– CHO) y carbonilo (– CO –), el compuesto es un aldehído, ya que el grupo formilo posee preferencia sobre el carbonilo.

∴ CLAVE: A

PROBLEMA 18 A continuación se indica la estructura de un compuesto orgánico oxigenado poli funcional. ¿Qué grupo funcional no esta presente?

$$\begin{array}{ccccccccc} & & CH_3 & & & & OH & & \\ & & | & & & & | & & \\ CHO & — & CH & — COO — & CH_2 & — & C & — & COOH \\ & & & & & & | & & \\ & & & & & & CH_3 & & \end{array}$$

A) hidroxilo B) carbonilo C) formilo
D) ester E) carbonilo

Resolución: Se observa la presencia de los grupos funcionales:

- Formilo : –CHO
- Hidroxilo : –OH
- Carboxilo : –COOH
- Ester : –COO–

Luego no esta presente el grupo funcional "carbonilo" de las cetonas (–CO–)

∴ CLAVE: E

PROBLEMA 19 Indicar el nombre IUPAC para el siguiente compuesto:

$$\begin{array}{c} \quad\;\; CH_3 \qquad\qquad\qquad\qquad\quad OH \\ CHO - \overset{|}{CH} - CO - CH_2 - \underset{|}{\overset{|}{C}} - COOH \\ \qquad\qquad\qquad\qquad\qquad\qquad\; CH_3 \end{array}$$

A) Ácido 2–hidroxi–1–metil–2–formil–2–oxopentanoico
B) Ácido 3–formil–2–hidroxi–1–etil–4–oxopropinoico
C) Ácido 4–metil–3–formil–1–hidroxi–4–oxobutanoico
D) Ácido 5–formil–2–hidroxi–2–metil–4–oxohexanoico
E) Ácido 3–formil–1–metil–2–hidroxi–4–oxopentanoico

Resolución: Se observa la presencia de los grupos funcionales: hidroxilo, formilo, carbonilo y carboxilo, por lo tanto considerando la jerarquía de grupos funcionales se trata de un ácido, el resto de grupos se leen como radicales, tenemos:

$$\begin{array}{c} 6\uparrow\; CH_3 \qquad\qquad\qquad\qquad\quad OH \\ CHO - \overset{|}{CH} - CO - CH_2 - \underset{|}{\overset{|}{C}} - COOH \\ \qquad\qquad\qquad\qquad\qquad\qquad\; CH_3 \\ 5 \qquad\qquad\qquad\qquad\qquad\qquad 1 \end{array}$$

Radicales:
5–formil
2–hidroxi
2–metil
4–oxo

Cadena principal: Ácido hexanoico

Nombre: Ácido 5–formil–2–hidroxi–2–metil–4–oxohexanoico

∴ CLAVE: D

PROBLEMA 20 Indicar la atomicidad (número de átomos por unidad fórmula) del compuesto orgánico cuyo nombre es:

"2,4 – dihidroxi – 3 – pentanona"

A) 20 B) 15 C) 18
D) 22 E) 12

Resolución: De acuerdo con el nombre indicado se deduce que es una cetona de 5 carbonos y dos grupos funcionales (– OH), en las posiciones 2 y 4. Si estructura es:

$$\begin{array}{ccccccccc} & & OH & & & & OH & & \\ & & | & & & & | & & \\ CH_3 & — & CH & — & CO & — & CH & — & CH_3 \end{array}$$

$\overleftarrow{5 \qquad\qquad\qquad\qquad 1}$

Su fórmula global y atomicidad son:

$C_5H_{10}O_3$: 18

∴ CLAVE: C



PROBLEMAS PROPUESTOS

1. En relación a los compuestos orgánicos oxigenados, indicar verdadero (V) o falso (F):
   I. Son compuestos ternarios, es decir presentan tres elementos distintos (C, H, O).
   II. Debido a que son derivados de los hidrocarburos, sus moléculas son apolares.
   III. Los ácidos carboxílicos representan los compuestos con el más alto grado de oxidación.

A) FVV B) VVV C) FFV
D) FVF E) VFV

2. Respecto a los compuestos orgánicos oxigenados, indicar la relación incorrecta:

A) Cetonas $R - \overset{\overset{\large\ddot{O}}{\|}}{C} - R^*$

B) Ácidos carboxílicos $R - \overset{\overset{\large\ddot{O}}{\|}}{C} - \ddot{O}H$

C) Aldehídos $R - C(=\ddot{O})(-H)$

D) Alcoholes $R - \ddot{O} - H$

E) Esteres $R - \overset{\overset{\large\ddot{O}}{\|}}{C} - \ddot{O} - H$

3. De acuerdo con las siguientes afirmaciones respecto a los alcoholes, indicar lo correcto.
   I. Son compuestos solubles en agua ya que al igual que este poseen enlace puente de hidrógeno.
   II. El fenol o llamado también hidroxibenceno es un alcohol insaturado.
   III. El propanotriol es más soluble en agua que el propanodiol.

A) Sólo I B) I y II C) Sólo II
D) I y III E) Sólo II

4. Sobre los alcoholes, indicar verdadero (V) o falso (F):
   I. Su solubilidad en agua así como sus puntos de ebullición son mayores a los aldehídos y cetonas.
   II. El 2 – propanol es un alcohol secundario.
   III. Los alcoholes cuaternarios son los alcoholes más reactivos.

A) VFV B) FVV C) VVF
D) FVF E) FFV

5. A continuación se indican las fórmulas de 3 compuestos oxigenados que poseen el grupo funcional oxidrilo. ¿Cuál o cuales son alcoholes?

I. $C_6H_5-CH_2-OH$ (anillo bencénico unido a $-CH_2-OH$)

II. $CH_2=CH-\underset{\underset{OH}{|}}{CH}-CH_3$

III. $CH_3-CH_2-CH_2-\underset{\underset{OH}{|}}{\overset{\overset{OH}{|}}{C}}-CH_3$

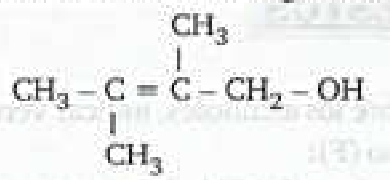
A) Sólo I B) I y II C) II y III
D) Sólo II E) I y III

6. Indicar el nombre IUPAC del siguiente alcohol:

$$CH \equiv C - CH_2 - CH_2 - OH$$

A) 3 – butinol
B) 3 – butenol
C) 3 – butanol
D) 1 – butin – 3 – ol
E) 2 – butin – 3 – ol

7. Indicar el nombre IUPAC del siguiente alcohol:



A) 2,3 – dimetilbutenol
B) 1,3 – dimetil – 2 – butenol
C) 2,3 – dimetil – 2 – butanol
D) 2,3 – dimetil – 2 – butinol
E) 2,3 – dimetil – 2 – butenol

8. Indicar el nombre IUPAC del siguiente alcohol:

$$CH_3-\underset{\overset{|}{CH_3}}{CH}-\underset{\overset{|}{CH_3}}{CH}-\underset{\underset{OH}{|}}{\overset{CH_3}{\overset{|}{C}}}-\underset{\overset{|}{CH_3}}{CH}-CH_2-CH_3$$

A) 3,4,5,6 – tetrametil – 4 – heptanol
B) 2,3,4,5 – tetrametilheptanol
C) 2,3,4,5 – tetrametil – 4 – heptanol
D) 2,3,5 – trimetil – 4 – heptanol
E) 3,4,5,6 – trimetil – 4 – heptanol

9. Indicar el nombre IUPAC del siguiente alcohol:

```
         OH
         |
   H2C - CH
    |    |
   H2C - CH - CH2 - CH3
```

A) 1 – etil – 2 – ciclobutanol
B) 2 – etil – 1 – ciclobutanol
C) 2 – etil – 1 – ciclopropanol
D) 2 – etil – 1 – ciclohexanol
E) 2 – etilbutanol

10. En relación a los aldehídos, indicar verdadero (V) o falso (F):

I. Por lo general se producen a partir de la oxidación de alcoholes primarios.
II. Sus moléculas son menos polares que los alcoholes pero igual poseen enlace puente de hidrógeno.
III. Su grupo funcional se ubica casi siempre en la posición número uno de la cadena carbonada, por lo que se considera una función primaria.

A) VVV B) FVV C) FFV
D) VVF E) VFV

11. A continuación indicamos los nombres de 3 alcoholes monoles. ¿Cuál o cuales de ellos son secundarios?

I. Ciclopropanol
II. 3 – metil – 3 – pentanol
III. 2,2 – dimetil – 3 – hexanol

A) Sólo I B) I y III C) Sólo II
D) II y III E) Sólo III

12. Indicar la atomicidad del alcohol cuyo nombres IUPAC es:

2,3 – dimetil – 1 – ciclohexanol

A) 20 B) 28 C) 22
D) 25 E) 30

13. Sabemos que los aldehídos se producen por oxidación de alcoholes primarios, esto sin que se modifique el número de carbonos de la cadena carbonada. Indicar la fórmula global del aldehído que resulta de la oxidación del hexanol.

A) $C_6H_{12}O$ B) $C_6H_{10}O$ C) $C_6H_{14}O$
D) $C_6H_{16}O$ E) C_6H_8O

14. Indicar el nombre IUPAC del siguiente aldehído:

```
                 CH3
                 |
                 CH2  CH3  CH3
                 |    |    |
CH3 - CH2 - CH - CH - CH - CHO
```

A) 3 – etil – 4,5 – dimetilhexanal
B) 2,3 – dimetil – 4 – etilhexanal
C) 3 – etil – 2,3 – dimetilheptanal
D) 4 – etil – 2,3 – dimetilheptanal
E) 4 – etil – 2,3 – dimetilhexanal

15. Indicar el nombre IUPAC del siguiente aldehído:

$$CH_2=\overset{\overset{CH_3}{|}}{C}-CH-CHO$$

A) 3 – metil – 3 – butanal
B) 2 – metil – 1 – butenal
C) 2 – metil – 1 – butanal
D) 3 – metil – 3 – butenal
E) 3 – metil – 3 – propenal

16. Indicar el nombre IUPAC del siguiente aldehído:

```
      CH3     CH3
      |       |
CH3 - C - CH2 - CH - CHO
      |
      CH3
```

A) 2,2,4 – trimetilpentanal
B) 2,4,4 – trimetilbutanal
C) 2,4,4 – trimetilpentanal
D) 2,2,4 – trimetilhexanal
E) 2,4,4 – trimetilbutanal

17. Se tiene un aldehído cuyo nombre IUPAC es:
"4,4 – dimetil – 2 – pentinal"
Su fórmula global es:

A) $C_{10}H_{10}O$ B) $C_8H_{14}O$ C) $C_6H_{12}O$
D) $C_6H_{10}O$ E) $C_7H_{10}O$

18. Sobre las afirmaciones respecto a las cetonas, indicar verdadero (V) o falso (F):
I. A diferencia de los aldehídos el grupo funcional carbonilo se encuentra en el interior de la cadena carbonada por lo que presenta isomeros de posición.
II. Sus moléculas son polares los cuales se mantienen unidos por las fuerzas dipolo – dipolo.
III. Se obtienen por lo general a partir de la oxidación de carbonos terciarios.

A) VVF B) VFV C) VVV
D) VFF E) FVV

19. Respecto las cetonas, indicar lo correcto:
I. La cetona más simple posee un solo átomo de carbono y se denomina metanona.
II. En su estructura se encuentra presente el grupo funcional carbonilo.
III. Sus moléculas son más polares que las moléculas de los aldehídos.

A) Sólo I B) I y II C) Sólo II
D) II y III E) Sólo III

20. ¿Cuántos isomeros de posición (respecto al grupo funcional) presenta la octanona?

A) 2 B) 3 C) 4
D) 5 E) 6

21. Indicar el nombre IUPAC de la siguiente cetona:

```
              CH3
              |
              CH2        CH3
              |          |
CH3 - CH2 - CH - CO - CH - CH3
```

A) 2 – metil – 4 – etil – 3 – hexanona
B) 4 – etil – 2 – metil – 3 – hexanona
C) 4 – etil – 2 – metilhexanona
D) 3 – etil – 5 – metil – 4 – hexanona
E) 4 – etil – 2 – metil – 4 – hexanona

22. Indicar el nombre IUPAC de la siguiente cetona:

```
                   CH3
                   |
CH ≡ C - CO - CH - CH3
```

A) 4 – metil – 1 – pentin – 3 – ona
B) 2 – metil – 4 – pentin – 3 – ona
C) 4 – etil – 1 – pentin – 3 – ona
D) 3 – metil – 2 – pentin – 3 – ona
E) 2 – metil – 2 – pentin – 3 – ona

23. Indicar la atomicidad de la cetona cuyo nombre IUPAC es ciclopentanona:

A) 10 B) 11 C) 12
D) 14 E) 20

24. De acuerdo con las afirmaciones respecto a los ácidos carboxílicos, indicar verdadero (V) o falso (F):
I. Su grupo funcional carboxilo es más polar que el grupo oxidrilo de los alcoholes, esto explica su mayor solubilidad en agua.
II. Posee mayor punto de ebullición que los alcoholes, aldehídos y cetona.
III. Se comportan como bases débiles de Brönsted y Lowry.

A) VVV B) VFV C) FVF
D) FVV E) VVF

25. Sobre los ácidos carboxílicos, indicar lo correcto:

I. Una forma de obtención de estas sustancias es mediante la oxidación de aldehídos.

II. Los ácidos que poseen más de 11 átomos de carbono se denomina ácidos grasos superiores.

III. El ácido etanodioico llamado comúnmente "ácido oxalico" es un ácido di carboxílico.

A) Sólo I B) I y II C) II y III
D) Sólo II E) I, II y III

26. Indicar la fórmula global del ácido carboxílico que se produce por oxidación del pentanal.

A) $C_5H_{12}O_2$ B) $C_5H_{10}O_2$ C) $C_5H_{14}O_2$
D) $C_5H_{16}O_2$ E) $C_5H_8O_2$

27. Indicar el nombre IUPAC del siguiente ácido carboxílico:

$$CH_3-(CH_2)_{13}-CH_2-COOH$$

A) Ácido butanoico
B) Ácido dodecanoico
C) Ácido hexadecanoico
D) Ácido decanoico
E) Ácido octadecanoico

28. Indicar el nombre IUPAC del siguiente ácido carboxílico:

$$CH_3-(CH_2)_8-CH=CH-COOH$$

A) Ácido 2 – dodecanoico
B) Ácido 2 – dodecinoico
C) Ácido 2 – tetradecenoico
D) Ácido 10 – dodecenoico
E) Ácido 2 – dodecenoico

29. Indicar el nombre IUPAC del siguiente ácido carboxílico:

$$CH_3-C\equiv C-\underset{\displaystyle CH_3}{\overset{|}{CH}}-CH_2-COOH$$

(con CH_3 sobre el CH)

A) Ácido 4 – metil – 2 – hexinoico
B) Ácido 3 – metil – 4 – hexinoico
C) Ácido 3 – etil – 4 – hexanoico
D) Ácido 4 – metil – 4 – hexenoico
E) Ácido 3 – metil – 4 – heptinoico

30. Indicar el nombre IUPAC del siguiente ácido carboxílico:

$$\begin{array}{c} \qquad\qquad\quad CH_3 \\ \qquad\qquad\quad | \\ \qquad\quad CH_3\ \ CH_2\ \ CH_3 \\ \qquad\quad |\qquad\ |\qquad\ | \\ CH_3-CH_2-CH-CH-CH-CH_2-COOH \end{array}$$

A) Ácido – 4 – etil – 3,5 – dimetilheptanoico
B) Ácido – 3,5 – 4 – etilheptanoico
C) Ácido – 3,5 – 4 – etilhexanoico
D) Ácido 5 – etil – 3,4 – metilheptanoico
E) Ácido – 4 – etil – 3,5 – metiloctanoico

31. Indicar el nombre IUPAC del siguiente ácido carboxílico:

$$\begin{array}{c} \quad CH_3 \\ \quad | \\ CH_2=C-CH-COOH \end{array}$$

A) Ácido 3 – etil – 3 – butenoico
B) Ácido 3 – metil – 3 – butanoico
C) Ácido 4 – metil – 3 – butenoico
D) Ácido 3 – metil – 3 – butenoico
E) Ácido 2 – metil – 1 – butenoico

32. Indicar la atomicidad del ácido carboxílico, cuyo nombre IUPAC es ácido butanodioico (ácido succínico):

A) 14 B) 22 C) 18
D) 10 E) 15

33. En relación a las siguientes proposiciones respecto a los esteres, indicar lo correcto:

I. Se caracterizan por presentar olores agradables a flores y frutos.

II. Su representación general es: R – CO – R*

III. Se obtienen mediante la reacción de esterificación.

A) Sólo I B) I y II C) Sólo II
D) I y III E) Sólo III

34. Indicar la fórmula global del ester que se produce por reacción del ácido metanoico y el metanol:

A) $C_4H_4O_4$ B) $C_2H_4O_2$ C) $C_3H_4O_2$
D) $C_2H_4O_4$ E) $C_5H_8O_2$

35. A continuación se indica una reacción de esterificación. Indicar el nombre del ester formado:



A) Benzoato de fenilo
B) Fenolato de bencilo
C) Benzoato de bencilo
D) Benzoato de ciclohexilo
E) Butirato de fenilo

36. Indicar el nombre IUPAC del siguiente ester:

$$CH_3-\underset{\displaystyle CH_3}{\overset{}{CH}}-COO-CH_2-CH_2-CH_3$$

(con CH_3 unido al CH)

A) 2 – metilpropenoato de propilo
B) 2 – metilbutanoato de propilo
C) 2 – metiltanoato de butilo
D) 2 – metiletonato de propilo
E) 2 – metilpropanoato de propilo

37. Indicar el nombre IUPAC del siguiente ester:

$$CH_2 = CH - COO - CH_3$$

A) 1 – propenoato de metilo
B) 2 – propenoato de metilo
C) 2 – propanoato de metilo
D) 2 – propenoato de etilo
E) 1 – propenoato de etilo

38. Indicar el nombre IUPAC del siguiente ester:

$CH_3 - COO -$ (anillo bencénico)

A) Etanoato de fenilo
B) Metanoato de fenilo
C) Etanoato de bencilo
D) Metanoato de bencilo
E) Fenolato de etilo

39. El olor del jazmín lo produce el ester cuyo nombre IUPAC es etanoato de bencilo. Indicar su fórmula global.

A) $C_{10}H_{12}O_2$ B) $C_6H_8O_2$ C) $C_8H_{14}O_2$
D) $C_8H_8O_2$ E) $C_9H_{10}O_2$

40. Indicar la fórmula del ester responsable del olor a piña cuyo nombre IUPAC es butanoato de etilo.

A) $CH_3-CH_2-COO-CH_2-CH_3$
B) $CH_3-COO-CH_2-CH_3$
C) $CH_3-CH_2-CH_2-COO-CH_2-CH_3$
D) $CH_3-CH_2-COO-CH_2-CH_2-CH_3$
E) $CH_3-CH_2-CH_2-COO-CH_2$

41. Sobre los compuestos poli funcionales, indicar verdadero (V) o falso (F):

I. El grupo funcional hidroxilo es el de menor rango respecto a los otros grupos funcionales.
II. Si en un compuesto se tienen los grupos funcionales carboxilo y carbonilo, entonces el compuesto es una cetona.
III. El grupo carbonilo al considerarse radical se nombra como: "oxo".

A) VVV B) FVF C) VFV
D) VVF E) FVV

42. A continuación se indica la fórmula semi desarrollada de un compuesto orgánico oxigenado poli funcional. ¿Qué grupo funcional no esta presente?

```
             CH3
             |
             CH2        CHO
             |          |
HOOC-CH2-CH-CH-CH-CO-CH2-OH
                |
                CH3
```

A) carboxilo B) hidroxilo
C) formilo
D) ester E) carbonilo

43. Indicar el nombre IUPAC del siguiente compuesto orgánico oxigenado y poli funcional:

$$CH_3-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{C}H}-CH_2-\underset{\displaystyle OH}{\underset{|}{C}H}-CH_2-CHO$$

A) 3 – hidroxi – 5 – metilhexanal
B) 4 – hidroxi – 2 – metilhexanal
C) 5 – metil – 3 – hidroxilhexanal
D) 5 – metil – 3 – hidroxiheptanal
E) 3 – hidroxi – 5 – metilpentanal

44. Indicar el nombre IUPAC del siguiente compuesto orgánico oxigenado y poli funcional:

$$CH_3-\overset{\displaystyle OH}{\overset{|}{\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{C}}}}-CO-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{C}H}-CHO$$

A) 2–hidroxi–2,4–dimetil–3–oxopentanal
B) 2–hidroxi–2,4–dietil–3–oxopentanal
C) 4–hidroxi–2,4–dimetil–3–oxobutanal
D) 4–hidroxi–2,4–dimetil–3–oxopentanal
E) 4–hidroxi–2,4–dimetil–1–formil–3–pentanona

45. Indicar el nombre IUPAC del siguiente compuesto orgánico oxigenado y poli funcional:

$$CHO-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{C}H}-CH_2-CH_2-CH_2-COOH$$

A) Ácido 4 – formil – 4 – metilpentanoico
B) Ácido 5 – formilhexanoico
C) Ácido 1 – formilhexanoico
D) Ácido 1 – formil – 2 – metilpentanoico
E) Ácido 4 – formilpentanoico

46. Indicar la fórmula global del compuesto poli funcional cuyo nombre IUPAC es:
5 – hidroxi – 3 – metil – 2 – hexanona

A) $C_7H_{14}O_2$ B) $C_7H_{10}O_2$ C) $C_8H_{14}O_2$
D) $C_8H_{12}O_2$ E) $C_6H_{10}O_2$

47. Indicar el nombre IUPAC del siguiente compuesto orgánico oxigenado y poli funcional:

$$CH_3-\overset{\displaystyle CH_3}{\overset{|}{\overset{\displaystyle CH_2}{\overset{|}{C}}}}H-CO-\overset{\displaystyle OH}{\overset{|}{C}}H-COOH$$

A) Ácido 4–etil–2–hidroxi–3–oxohexanoico
B) Ácido 4–metil–2–hidroxi–3–oxopentanoico
C) Ácido 3–metil–5–hidroxi–4–oxopentanoico
D) Ácido 4–metil–2–hidroxi–3–oxohexanoico
E) Ácido 3–metil–5–hidroxi–4–oxopentanoico

48. Indicar el nombre IUPAC del siguiente compuesto orgánico oxigenado y poli funcional:

$$CH_2=\overset{\displaystyle CH_3}{\overset{|}{C}}-CH_2-\underset{\displaystyle OH}{\underset{|}{C}H}-\overset{\displaystyle CHO}{\overset{|}{C}}H-COOH$$

A) Ácido 2 – formil – 3 – hidroxi – 5 – metil – 5 – hexenoico
B) Ácido 2 – formil – 3 – hidroxi – 5 – metil – 5 – hexanoico
C) Ácido 3 – formil – 4 – hidroxi – 5 – metil – 5 – hexenoico
D) Ácido 2 – formil – 3 – hidroxi – 5 – metil – 5 – heptenoico
E) Ácido 5 – formil – 4 – hidroxi – 2 – metil – 1 – hexenoico

49. Indicar el nombre IUPAC del siguiente compuesto orgánico oxigenado y poli funcional:

$$CHO-C\equiv C-\overset{\displaystyle OH}{\overset{|}{C}}H-CH_2-COOH$$

A) Ácido 5–formil–3–hidroxi–4–hexinoico
B) Ácido 1–formil–4–hidroxi–2–pentinoico
C) Ácido 5–formil–3–hidroxi–4–pentinoico
D) Ácido 5–formil–3–hidroxi–4–butinoico
E) Ácido 6–formil–3–hidroxi–4–pentinoico

50. Indicar la atomicidad del compuesto poli funcional cuyo nombre IUPAC es:
Ácido 3 – formil – 5 – hidroxipentanoico

A) 22 B) 28 C) 18
D) 21 E) 25

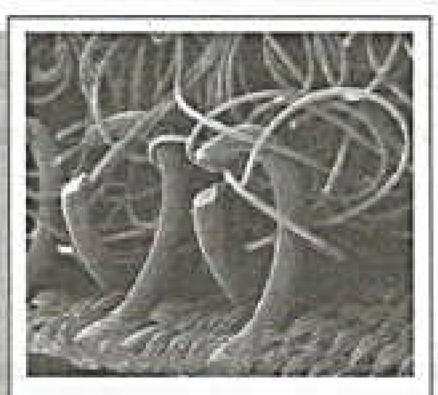


Compuestos Orgánicos Nitrogenados

OBJETIVOS

- Conocer las principales funciones orgánicas nitrogenadas.
- Formular y nombrar de forma correcta a los compuestos orgánicos nitrogenados.
- Conocer sus propiedades, formas de obtención y aplicaciones.

El NYLON UNA POLIAMIDA, Nailon o Nylon, término aplicado a una resina sintética utilizada en fibras textiles, caracterizada por una gran resistencia, dureza y elasticidad. Se procesa también en forma de cerdas y productos moldeados. El nailon fue desarrollado en la década de 1930 por científicos de Eleuthère Irénée du Pont de Nemours, dirigidos por el químico estadounidense Wallace Hume Carothers. Por lo general se fabrica polimerizando ácido adípico y hexametildiamina, un derivado de las aminas. El ácido adípico es un derivado del fenol. La hexametildiamina se consigue tratando catalíticamente el ácido adípico con amoníaco e hidrogenando el producto resultante. El nailon no se disuelve en agua ni en disolventes orgánicos convencionales. Se disuelve en fenol, cresol y ácido fórmico, y funde a 263 ºC.



Aplicaciones del nailon
En esta imagen aumentada de un microscopio electrónico se muestra una de las numerosas aplicaciones del nailon: son los diminutos lazos y aros de nailon que dan capacidad de fijación y resistencia a este sistema de cierre formado por dos tiras de tejido. Se utiliza en zapatos deportivos, chamarras, tiendas de campaña, sacos de dormir y muchos otros productos, incluidos los trajes de astronauta.

El nailon, que se obtiene en forma de un material duro similar al marfil, se funde y se hace pasar por los orificios de un disco de metal. Los filamentos se solidifican con un chorro de aire y se estiran hasta hacerlos cuatro veces más largos. El diámetro de los filamentos se controla modificando la velocidad a la que se bombea el nailon a través de los orificios y la velocidad con que se tira de ellos. Es posible hacer con nailon filamentos mucho más finos que los de las fibras convencionales. Las fibras pueden tener el brillo y la apariencia de la seda o el aspecto de fibras naturales como el algodón. Su resistencia a la tensión es mucho mayor que la de la lana, la seda, el rayón o el algodón. Es posible aplicar tintes a la masa fundida de nailon o al tejido o la fibra ya terminados.

El nailon fabricado con otros ácidos o aminas se parece al descrito anteriormente.

El nailon se utiliza, por ejemplo, para fabricar medias, ropa de noche, ropa interior, blusas, camisas e impermeables. Este tipo de fibra no deja pasar el agua, se seca rápidamente cuando se lava y no suele requerir planchado. Se usa también para fabricar paracaídas, redes contra insectos, suturas para cirugía, cuerdas para raquetas de tenis, cerdas para cepillos, sogas, redes de pesca y sedal. El nailon moldeado se utiliza en aislamientos, peines, menaje y piezas para maquinaria.

INTRODUCCIÓN

Los compuestos orgánicos nitrogenados por lo general son compuestos ternarios o cuaternarios y al igual que los compuestos oxigenados el ingreso del átomo de nitrógeno en la cadena carbonada provoca que la molécula se vuelva polar, pero a diferencia del átomo de oxígeno este nitrógeno le confiere propiedades básicas al compuesto orgánico. En este capítulo se llevará a cabo el estudio de tres funciones orgánicas nitrogenadas como son las aminas, amidas y nitrilos.

CONCEPTO

Los compuestos orgánicos nitrogenadas son compuestos químicos que suelen ser ternarios (C, H y N) o cuaternarios (C, H, N y O) que por lo general son derivados del amoníaco, hidrocarburos y ácidos carboxílicos.

PRINCIPALES FUNCIONES NITROGENADAS

A) AMINAS

Las aminas son compuestos nitrogenados ternarios derivados del amoníaco (NH_3) donde uno o más de sus átomos de hidrógeno han sido sustituidos por radicales alquilicos o arilos, su notación general es:

$$R - NH_2$$

Donde: "R" representa el radical alquilico (alifático) o arilo (aromático), aunque la representación anterior corresponde a una amina simple ya que el amoníaco puede sustituir más de uno de sus átomos de carbono.

Tipos de aminas

Dependiendo del número de radicales unidos al amoniaco, se presentan tres variedades:

TIPOS	NOTACIÓN
Primaria (1°)	$R - NH_2$
Secundaria (2°)	$R - NH - R^*$
Terciaria (3°)	$R - N(R^{**}) - R^*$

De acuerdo con las reglas IUPAC las aminas primarias se nombran colocando el sufijo "amina" al nombre del hidrocarburo que le dio origen, el cual se identifica con el número de carbonos en la cadena carbonada, en el caso de las aminas secundarias y terciarias los radicales unidos al nitrógeno (de menor número de carbonos) se nombran anteponiendo el símbolo "N", por ejemplo tenemos:

$$CH_3-CH_2-\underset{\overset{|}{\underset{|}{CH_2}}\;CH_3}{CH}-CH_2-\overset{CH_3}{\overset{|}{CH}}-\underset{\underset{CH_3}{|}}{N}-CH_2-CH_3$$

(sobre el CH de la posición 3: $-CH_2-CH_3$)

5 ← Cadena principal 1

Su nombre es: N,3 – dietil – N,1 – dimetilpentanamina

Otros ejemplos:

$CH_3-CH_2-CH_2-NH_2$	Propanoamina o propanamina
$CH_3-\underset{\underset{CH_3}{|}}{CH}-CH_2-CH_2-NH_2$	3 – metilbutanamina
$CH_3-CH=CH-CH_2-CH_2-NH_2$	3 – pentenamina
Ciclopentano con NH_2	Ciclo pentanamina
$CH_3-\underset{\underset{CH_3}{|}}{CH}-CH_2-NH-CH_2-CH_3$	N – etil – 2 – metilpropanamina
$CH_3-\underset{\underset{CH_3}{|}}{CH}-CH_2-\underset{\underset{CH_3}{|}}{N}-CH_2-CH_3$	N – etil – N,2 – dimetilpropanamina

Propiedades

- A 20°C las aminas ligeras de uno y dos carbonos son gases, mientras que de 3 a 9 carbonos son líquidos, el resto se encuentra en estado sólido.

- Presentan moléculas polares con enlaces puente de hidrógeno por lo que son solubles en agua, pero esto disminuye con la masa molecular.

- Poseen mayores puntos de ebullición que los hidrocarburos origen, pero menores que los alcoholes y ácidos orgánicos, siendo las aminas primarias las que poseen mayores valores.

- Por ser derivados del amoníaco, son bases débiles de Brönsted y Lowry, se reconocen por su olor cáustico desagradable, su fuerza básica es mayor en las aminas terciarias.

- Por lo general se obtienen por alquilación del amoníaco, reducción de amidas, o a partir de los aldehídos.

- Aminas comunes:

1,4 – butanodiamina o putrescina ($NH_2 - CH_2 - (CH_2)_2 - CH_2 - NH_2$)	Responsable del olor a pescado podrido
1,5 – pentanodiamina o cadaverina ($NH_2 - CH_2 - (CH_2)_3 - CH_2 - NH_2$)	Responsable del olor a carne podrida.

B) AMIDAS

Las amidas son compuestos nitrogenados cuaternarios derivados del amoníaco (NH_3) por reacción con ácidos carboxílicos, su notación general es:

$$R - CO - NH_2$$

Donde: " $- CO - NH_2$ " representa el grupo funcional amida, aunque la parte correspondiente al ácido carboxílico "R – CO – " se denomina grupo "acilo".

Tipos de amidas

Al igual que las aminas las amidas, presentan tres variedaes dependiendo del número de grupos acilos unidos al átomo de nitrógeno:

TIPOS	NOTACIÓN
Primaria (1°)	$R - CO - NH_2$
Secundaria (2°)	$R - CO - NH - R^*$
Terciaria (3°)	$R - CO - \underset{\displaystyle R^{**}}{\underset{\mid}{N}} - R^*$

Las amidas primarias y secundarias pueden poseer otros sustituyentes unidos al átomo de nitrógeno. Las amidas más comunes son las primarias.

De acuerdo con las reglas IUPAC las amidas se nombran de similar manera a las aminas, agregándose la terminación "amida" al nombre del hidrocarburo que le dio origen, en este caso corresponde a la cadena principal que posee el grupo acilo, por ejemplo tenemos:

$$\overset{6}{C}H_3 - \overset{5}{C}H_2 - \overset{4}{C}H_2 - \overset{3}{\underset{}{C}H}(CH_3) - \overset{2}{C}H(CH_2CH_3) - \overset{1}{C}O - \underset{\displaystyle CH_3}{\underset{\mid}{N}} - CH_3$$

6 ← Cadena principal — 1

Su nombre es: 2 – etil – N,N,3 – trimetilhexanoamida

Otros ejemplos:

$CH_3 - CO - NH_2$	Etanoamida o etanamida
$CH_3 - \underset{\displaystyle CH_3}{\underset{\mid}{CH}} - \underset{\displaystyle CH_3}{\underset{\mid}{CH}} - CO - NH_2$	2,3 – dimetilbutanoamida

$CH_2 = CH - CH - CO - NH - CH_3$	N – metil – 3 – butenoamida
Benceno – CO – NH_2	Fenilamida o benzamida
$CH_3 - CO - NH - CO - CH_3$	Etanodiamida o dietanoamida
$CH_3 - CH_2 - CH(CH_3) - CO - N(CH_3) - CH_2 - CH_3$	N – etil – N,2 – dimetilbutanoamida

Propiedades

- A 20°C la metanamida es la única amida que se encuentra en estado líquido, el resto se encuentra de forma sólida.
- Al igual que las aminas, las amidas presentan moléculas polares con enlaces puente de hidrógeno, pero esta polaridad es mayor, son solubles en agua.
- Su alta polaridad hace que presenten elevados puntos de ebullición incluso mayores a los ácidos carboxílicos.
- Al igual también que las aminas, las amidas son bases débiles de Lewis, por lo que su fuerza básica es menor que las aminas.
- Amidas comunes:

Urea o carbodiamida (NH_2 – CO – NH_2)	Se forma como producto del metabolismo celular de las sustancias nitrogenadas (proteínas) y es obtenido a partir de la orina de los mamíferos, se emplea como abono natural, estabilizador de la nitrocelulosa, fabricaron de bakelita, etc.

C) NITRILOS

Los nitrilos o ciano compuestos también se les conoce como cianuros orgánicos, son compuestos nitrogenados ternarios derivados de las amidas ya que se obtienen por deshidratación de estas, su notación general es:

$$R - CN \quad o \quad R - C \equiv N$$

Donde: "– CN" representa el grupo funcional nitrilo o "cianuro"

Se observa que el átomo de nitrógeno ya o posee hidrógenos sustituible, por lo que no presenta variedades como las aminas y amidas.

De acuerdo con las reglas IUPAC los nitrilos se nombran agregando las terminación "nitrilo" al hidrocarburo que le dio origen, el cual se reconoce por el número de átomos de carbono de la cadena carbonada (incluyendo el grupo funcional), por ejemplo, tenemos:

```
                    CH3
                     |
                    CH2   CH3
                     |     |
CH3 — CH2 — CH — CH — C = CH — CH — CN
                              |          |
                             CH3        CH3
<—————————————————————————————————————————
8              Cadena principal             1
```

Su nombre es: 6 – etil – 2,4,5 – trimetiloctanonitrilo.



Propiedades

- Los nitrilos de bajo peso molecular son líquidos mientras que los más pesados se encuentran en estado sólido.
- Presentan moléculas polares los cuales se encuentran unidos por fuerzas dipolo – diplo, por lo que son solubles en agua, no poseen puente de hidrógeno.
- Sus puntos de ebullición son menores que el resto de compuestos nitrogenados.
- Son bases de Brönsted y Lowry debido a que el par de electrones libres de átomo de nitrógeno puede aceptar un protón.
- Por lo general se obtienen por deshidratación de amidas o también a partir de halogenuros de alquilo.
- Nitrilos comunes:

Propenonitrilo o acronitrilo ($CH_2 = CH - CN$)	Es el monómero del acrilan llamado también "orlon", que es un polímero sintético, es una fibra de alta resistencia a la tensión, abrasión y flexión, se usa para fabricar hule sintético.

EJERCICIOS DE APLICACIÓN



1. Sobre la aminas, identifique las afirmaciones correctas:
I. Son compuestos orgánicos en cuya estructura se tienen 3 elementos diferentes: C, H y N.
II. Son solubles en agua ya que poseen enlace puente de hidrógeno.
III. Son sustancias de carácter ácido.

Rpta.: ....

2. Indique los tipos de aminas de acuerdo con las siguientes fórmulas:

$$CH_3-CH_2-\underset{|}{\overset{CH_3}{N}}-CH_2-CH_2 \qquad CH_3-\overset{CH_3}{\overset{|}{CH}}-NH_2$$

Rpta.: ....

3. Indique el nombre IUPAC de la siguiente amina:

$$CH_3-\underset{CH_3}{\underset{|}{\overset{CH_3}{\overset{|}{C}}}}-CH_2-NH-CH_3$$

Rpta.: ....

4. Sobre las aminas, indique la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:
I. Son compuestos cuaternarios (C, H, N y O)
II. Al igual que las aminas poseen carácter básico.
III. Se consideran derivados de los ácidos carboxílicos y del amoniaco.

Rpta.: ....

5. Indique los tipos de aminas de acuerdo con las siguientes fórmulas:

$$CH_3-CH_2-CO-NH_2$$
$$CH_3-CO-NH-CO-CH_2-CH_3$$

Rpta.: ....

6. Indique el nombre IUPAC de la siguiente amida:

$$CH_3-CH-\overset{CH_3}{\overset{|}{CH_2}}-CO-NH_2$$

Rpta.: ....

7. Indique el nombre IUPAC de la siguiente amida:

$$CH_3-\overset{CH_3}{\overset{|}{N}}-CO-CH_2-\overset{CH_3}{\overset{|}{CH}}-CH_2-CH_2$$

Rpta.: ....

8. Sobre los nitrilos, identifique las afirmaciones correctas:
I. En su estructura el átomo de nitrógeno está unido mediante enlace triple a un carbono terminal.
II. La fórmula del compuesto más simple es: CH_3-CN.
III. Debido a que el nitrógeno en estos compuestos carece de hidrógenos son insolubles en agua.

Rpta.: ....

9. Indique el nombre IUPAC del siguiente nitrilo:

$$N\equiv C-\overset{CH_3}{\overset{|}{CH}}-CH_3$$

Rpta.: ....

10. Indique el nombre IUPAC del siguiente nitrilo:

$$NC-\underset{CH_3}{\underset{|}{\overset{CH_3}{\overset{|}{C}}}}-CH_2-\overset{CH_3}{\overset{|}{CH}}-CH_3$$

Rpta.: ....

PROBLEMAS RESUELTOS

PROBLEMA 1 Respecto a las aminas, indicar verdadero (V) o falso (F):

I. Son compuestos nitrogenados cuaternarios, ya que presentan 4 elementos distintos (C, H, O y N).
II. Se consideran derivados del amoniaco, por esta razón presentan propiedades básicas.
III. Presentan moléculas polares con enlaces puente de hidrógeno.

A) VFV B) VVV C) FVF
D) VFF E) FVV

Resolución:

I. FALSO : Las aminas son compuestos orgánicos ternarios, ya que están formados por 3 elementos diferentes: C, H y N.

II. VERDADERO : Son derivados del amoniaco (NH_3), dicho compuesto es una base de Brönsted y Lowry, esto explica las propiedades básicas de las aminas.

III. VERDADERO : Su representación general es:

$$R - NH_2$$

Sus moléculas son polares, además se observa la unión: N – H, por lo que a nivel molecular presenta enlace puente de hidrógeno.

∴ CLAVE: E

PROBLEMA 2 Indicar lo correcto en relación a las aminas:

I. Por ser compuestos orgánicos son insolubles en agua.
II. Las aminas pueden ser primarias, secundarias, terciarias y cuaternarias.
III. En las aminas terciarias el átomo de nitrógeno ya no posee hidrógenos sustituibles.

A) Sólo I B) I y II C) Sólo II
D) II y III E) Sólo III

Resolución:

I. INCORRECTO : Las aminas son compuestos orgánicos de moléculas polares por lo tanto son solubles en agua y en otros solventes polares, la polaridad molecular se debe a las uniones: N – H.

II. INCORRECTO : Como sabemos el amoníaco (NH_3) posee solo 3 átomos de hidrógeno sustituibles, por lo tanto las aminas solo pueden ser primarias, secundarias y terciarias.

III. CORRECTO : La representación general de las aminas terciarias es:

```
R — N — R*
    |
    R**
```

El átomo de nitrógeno ya no posee hidrógenos sustituibles.

∴ CLAVE: E

PROBLEMA 3 Considerando las propiedades básicas de las aminas. Indicar ¿Cuál de las siguientes aminas posee mayor fuerza básica?

I. N,N – dimetilmetanoamina
II. Metanoamina
III. N – metilmetanoamina

A) Sólo I B) I y II C) Sólo II
D) II y III E) Sólo III

Resolución: Las estructuras son:

N,N – dimetilmetanoamida	$CH_3 - N(CH_3) - CH_3$
Metanoamida	$CH_3 - NH_2$
N – metilmetanoamida	$CH_3 - NH - CH_3$

Se observa que el compuesto "I", es una amina terciaria y sabemos de acuerdo con las propiedades que las aminas terciarias son las de mayor fuerza básica.

∴ CLAVE: A

PROBLEMA 4 Indicar el nombre IUPAC de la siguiente amina:

```
CH3 — CH — CH2 — NH2
      |
      CH3
```

A) 1 – metilpropanoamina B) 2 – metilpropanoamina
C) 1 – dimetilpropanoamina
D) 3 – dietilbutanoamina E) 2 – metilpropenoamina

Resolución: Se trata de una amina primaria, su nombre IUPAC es:

$$\underset{\substack{|\\CH_3}}{CH_3 - CH} - CH_2 - NH_2$$

$$\xleftarrow[3 \qquad\qquad 1]{}$$

2 – metilpropanoamina

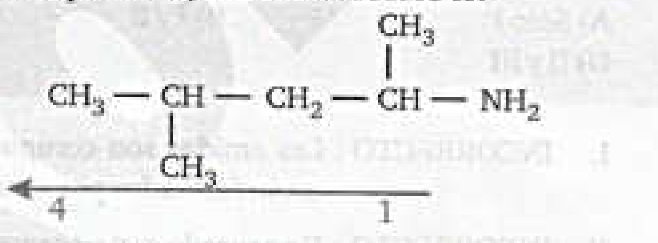
∴ CLAVE: B

PROBLEMA 5 Indicar el nombre IUPAC de la siguiente amina:

$$CH_3 - \underset{\substack{|\\CH_3}}{CH} - CH_2 - \overset{\substack{CH_3\\|}}{CH} - NH_2$$

A) 1,2 – metilpropanoamina
B) 2,2 – metilbutanoamina
C) 1,3 – dimetilpropanoamina
D) 1,3 – dimetilbutanoamina
E) 2,1 – metilbutenoamina

Resolución: Se trata de una amina primaria, su nombre IUPAC es:



1,3 – dimetilbutanoamina

∴ CLAVE: D

PROBLEMA 6 Indicar el nombre IUPAC de la siguiente amina:

$$CH_3 - C \equiv C - CH_2 - NH_2$$

A) 1 – butinoamina
B) 2 – butinoamina
C) 2 – dimetilamina
D) 1 – dimetilbutanoamina
E) 2 – metilamina

Resolución: Se trata de una amina primaria insturada, su nombre IUPAC es:

$$CH_3 - C \equiv C - CH_2 - NH_2$$

$$\xleftarrow[4 \qquad\qquad 1]{}$$

2 – butinoamina

∴ CLAVE: B

PROBLEMA 7 La anilina es la amina aromática más simple, su nombre IUPAC es amino benceno, aunque también se le conoce como fenilamina. Indicar su fórmula global.

A) C_6H_7N B) C_6H_5N C) $C_6H_{10}N$
D) C_6H_9N E) C_6H_6N

Resolución: La estructura semidesarrollada de la anilina es:



Por lo tanto su fórmula global es: C_6H_7N

∴ CLAVE: A

PROBLEMA 8 Respecto a las amidas, indicar lo correcto:
I. A diferencia de las aminas, las amidas son compuestos ternarios (C, H y N).
II. Presentan moléculas polares, pero carecen de enlace puente de hidrógeno.
III. Poseen propiedades básicas.

A) Sólo I B) I y II C) Sólo II
D) II y III E) Sólo III

Resolución:
I. INCORRECTO : Las amidas son compuestos orgánicos cuaternarios, ya que están formados por 4 elementos distintos: C, H, O y N.
II. INCORRECTO : De acuerdo con su representación general:

$$R-CO-NH_2$$

Sus moléculas son polares y presentan enlace puente de hidrógeno.
III. CORRECTO : También son derivados del amoniaco (NH_3), por lo tanto al igual que las aminas, estos compuestos poseen propiedades básicas.

∴ CLAVE: E

PROBLEMA 9 Indicar verdadero (V) o falso (F), en relación a las amidas:
I. Sus moléculas son menos polares que las aminas, por lo que son menos solubles en agua.
II. En su estructura se encuentra presente el grupo "acilo".
III. Por lo general se producen por reacción entre un ácido carboxílico y el amoniaco.

A) VVV B) FVF C) FVV
D) VVF E) VFF

Resolución:

I. FALSO : En la estructura de las amidas se encuentran presentes 2 elementos de elevada electronegatividad (O y N), por lo tanto sus moléculas son mas polares y mas solubles en agua que las aminas.

II. VERDADERO : Como provienen de los ácidos carboxílicos en su estructura se encuentra presente el grupo acilo: "R – CO – "

III. VERDADERO : Una forma de obtención de estos compuestos es a partir de la reacción de un ácido carboxilo y el amoníaco:

$$R-COOH + NH_3 \longrightarrow R-CO-NH_2 + H_2O$$

∴ CLAVE: C

PROBLEMA 10 A continuación se indican los nombres de 3 amidas. ¿Cuál o cuales representan amidas secundarias?

I. N – metiletanodiamida
II. Etanoamida
III. N – metiletanoamida

A) Sólo I
B) I y II
C) Sólo II
D) II y III
E) Sólo III

Resolución: Las estructuras de las amidas indicadas son:

I.	$CH_3 - CO - N(CH_3) - CO - CH_3$
II.	$CH_3 - CO - NH_2$
III.	$CH_3 - CO - NH - CH_3$

Se observa que el compuesto "I", es la única amida secundaria

∴ CLAVE: A

PROBLEMA 11 Indicar el nombre IUPAC de la siguiente amida:

$$CH_3 - C(CH_3)_2 - CH_2 - CO - NH_2$$

A) 3,2 – dimetilpropanoamina
B) 1,2 – metilbutanoamina
C) 1,3 – metilpropenoamina
D) 3,3 – dimetilbutanoamida
E) 2,2 – metilbutenoamina

Resolución: Se trata de una amina primaria, su nombre IUPAC es:



$$CH_3 - \underset{\underset{CH_3}{|}}{\overset{\overset{CH_3}{|}}{C}} - CH_2 - CO - NH_2$$

4 ← 1

3,3 – dimetilbutanoamida

∴ CLAVE: D

PROBLEMA 12 Indicar el nombre IUPAC de la siguiente amida:

$$CH_3 - CH_2 - CO - \underset{\underset{CH_3}{|}}{N} - CH_2 - CH_3$$

A) N,2 – dimetilpropanoamina B) N,1 – metilpropanoamina
C) N – etil – N – metilpropanoamida
D) N – etil – 1 – butanoamida E) N,N – metilbutenoamina

Resolución: Se trata de una amida primaria, su nombre IUPAC es:

$$CH_3 - CH_2 - CO - \underset{\underset{CH_3}{|}}{N} - CH_2 - CH_3$$

3 ← 1

N – etil – N – metilpropanoamida

∴ CLAVE: C

PROBLEMA 13 La fenilamida o benzamida es la amida aromática más simple. Indicar su atomicidad:

A) 16 B) 18 C) 14
D) 15 E) 17

Resolución: La estructura semidesarrollada de la benzamida es:

(anillo bencénico) – CO — NH_2

Por lo tanto su fórmula global es: C_7H_7ON luego su atomidad es 16.

∴ CLAVE: A

PROBLEMA 14 En la relación a los nitrilos, indicar verdadero (V) o falso (F):

I. Son compuestos orgánicos ternarios (C, H y N).
II. Presentan moléculas polares las cuales se mantienen unidas por el enlace puente de hidrógeno.
III. Su fuerza básica es mayor que las aminas y amidas.

A) VVV B) VVF C) FVV
D) VFV E) VFF

Resolución:

I. VERDADERO : Se trata de compuestos orgánicos ternarios, ya que están formados por tres elementos diferentes: C, H y N.

II. FALSO : Teniendo en cuenta su representación general:

$$R-C\equiv N$$

Se deduce que sus moléculas son polares, pero carecen de enlace puente de hidrógeno, ya que no posee la unión: N – H.

III. FALSO : Son sustancias de propiedades básicas, ya que son derivados del amoníaco, pero su fuerza básica es menor que las aminas y amidas.

∴ CLAVE: E

PROBLEMA 15 Indicar lo correcto, respecto a los nitrilos:

I. Se pueden clasificar como primarios, secundarios y terciarios.
II. Son insolubles en agua.
III. El mas simple de estos compuestos es el metanonitrilo, su atomicidad es 3.

A) Sólo I B) I y II C) Sólo II
D) II y III E) Sólo III

Resolución:

I. INCORRECTO : La presencia del enlace triple para el átomo de nitrógeno es responsable de que exista un solo tipo de nitrilo, ya que no hay más hidrógenos sustituibles.

II. INCORRECTO : Sus moléculas son polares, por lo tanto son solubles en agua y en otros solventes polares.

III. CORRECTO : El metano nitrilo posee atomicidad 3, su estructura es:

$$H-C\equiv N$$

∴ CLAVE: E

PROBLEMA 16 Indicar el nombre IUPAC del siguiente nitrilo:

A) 4,1 – metilpentanonitrilo
B) 4,2 – metilbutanonitrilo
C) 4,3 – metilhexenonitrilo
D) 4,4 – dimetilpentanonitrilo
E) 2,2 – metilbutenonitrilo

$$CH_3 - C(CH_3)_2 - CH_2 - CH_2 - CN$$

Resolución: Su nombre IUPAC es:

$$\overset{5}{CH_3} - C(CH_3)_2 - CH_2 - CH_2 - \overset{1}{CN}$$

4,4 – dimetilpentanonitrilo

∴ CLAVE: D

PROBLEMA 17 Indicar el nombre IUPAC del siguiente nitrilo:

$$CH_3 - C \equiv C - CN$$

A) N,2 – propanonitrilo
B) 1 – metilbutanitrilo
C) 3 – etilpropanonitrilo
D) 2 – butinonitrilo
E) 3 – butanonitrilo

Resolución: Su nombre IUPAC es:

$$\overset{4}{CH_3} - C \equiv C - \overset{1}{CN}$$

2 – butinonitrilo

∴ CLAVE: D

PROBLEMA 18 Indicar el nombre IUPAC del siguiente nitrilo:

A) 3,2 – dimetilbutanonitrilo
B) 1,2 – metilpentanonitrilo
C) 2,3 – dimetilbutanonitrilo
D) 3,3 – dimetilhexanonitrilo
E) 2,2 – metilbutenonitrilo

$$CH_3 - CH(CH_3) - CH(CH_3) - CN$$

Resolución: Su nombre IUPAC es:

$$CH_3 - \underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}} - \underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}} - CN$$

4 ← 1

2,3 – dimetilbutanonitrilo

∴ CLAVE: C

PROBLEMA 19 Indicar el nombre IUPAC del siguiente nitrilo:

$$CH_3 - \underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{C}} = \overset{\displaystyle CH_3}{\overset{|}{C}} - CN$$

A) 2,3 – dimetil – 2 – butenonitrilo
B) 1,2 – dimetil – 1 – butanonitrilo
C) 4,3 – metil – 2 – hexenonitrilo
D) 2,4 – dimetil – 3 – pentenonitrilo
E) 2,5 – metil – 2 – butenonitrilo

Resolución: Su nombre IUPAC es:

$$CH_3 - \underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{C}} = \overset{\displaystyle CH_3}{\overset{|}{C}} - CN$$

4 ← 1

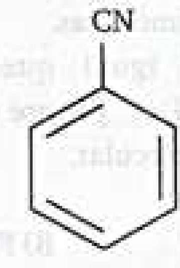
2,3 – dimetil – 2 – butenonitrilo

∴ CLAVE: A

PROBLEMA 20 El benzonitrilo es el nitrilo aromático más simple. Indicar su fórmula global.

A) C_7H_7N B) C_5H_5N C) C_7H_6N
D) C_7H_5N E) C_6H_5N

Resolución: La estructura semidesarrollada del benzonitrilo es:



Por lo tanto su fórmula global o total es: C_7H_5N

∴ CLAVE: D

PROBLEMAS PROPUESTOS

1. En relación a los compuestos nitrogenados, indicar verdadero (V) o falso (F):

I. Todas las funciones nitrogenadas representan compuestos ternarios.
II. Se les considera bases débiles, de acuerdo con la teoría ácido base de Brönsted y Lowry.
III. En general por ser compuestos de origen orgánico, presentan moléculas apolares.

A) VVF B) FVF C) VVV
D) FFV E) VFF

2. Respecto a los compuestos orgánicos nitrogenados, indicar la relación correcta:

I. Aminas : $R-CN$
II. Amidas : $R-CO-NH_2$
III. Nitrilos : $R-NH_2$

A) Sólo I B) I y II C) Sólo II
D) II y III E) Sólo III

3. Sobre las aminas, indicar verdadero (V) o falso (F):

I. Se producen por sustitución de los átomos de hidrógeno del amoníaco (NH_3) por radicales (R).
II. Presenta moléculas polares, esto debido a que el átomo de nitrógeno hace que las moléculas simétricas de los hidrocarburos se vuelvan asimétricas.
III. Al igual que el agua presentan enlace puente de hidrógeno a nivel molecular.

A) VVV B) FVV C) VFV
D) FFV E) VVF

4. En relación a las afirmaciones sobre las aminas, indicar lo correcto:

I. La trimetilamina es una amina terciaria.
II. Las aminas primarias poseen mayor fuerza básicas que las aminas secundarias y terciarias.
III. La isopropilamina es una amina secundaria.

A) Sólo I B) I y II C) II y III
D) Sólo II E) I y III

5. Indicar la relación correcta:

I. Dietilamina
II. N – metilpropanamina
III. Ciclopropilamina

a. Amina primaria
b. Amina secundaria
c. Amina terciaria

A) Ia B) IIc C) IIIb
D) IIb E) Ic

6. Indicar el nombre IUPAC de la siguiente amina:

$$CH \equiv C-NH_2$$

A) Etanoamina B) Etenoamina
C) Etinoamida
D) Etinoamina E) Etanoamida

7. Indicar el nombre IUPAC de la siguiente amina:

$$CH=CH-CH=CH-NH_2$$

A) 1,3 – butadienoamida
B) 1,3 – butenodiamina
C) 1,3 – butenoamina
D) 2,4 – butadienoamina
E) 1,3 – butadienoamina

A todo el público en general:

El Proyecto Modo Scan+100 2.0, nace de una idea del **Team Calapenshko**, el cual es difundir todo aquel texto inédito que no esté circulando en la red.

Nuestro Grupo Calapenshko hace el mejor esfuerzo para digitalizar este libro, y así usted estimado lector pueda obtener la mejor experiencia que toda persona desea al abrir un libro.

Este proyecto llega gracias a las **donaciones que se pudo obtener de 100 personas** comprometidas con el proyecto **MODO SCAN+100 2.0**.

Este libro no debe ser prostituito monetariamente, este libro no debe ser coleccionado, este libro debe ser destruido analíticamente, así que te invito a leerlo.

No pagues por este libro de **circulación gratuita**, búscalo en la red.

Atentamente, el GRUPO CALAPENSHKO

02 de setiembre del 2020



8. Indicar el nombre IUPAC de la siguiente amina:

```
CH3 - CH = CH - CH2 - CH2 - N - CH3
                            |
                            CH3
```

A) N,N – dietil – 3 – pentenoamina
B) N,N – dimetil – 2 – pentenoamina
C) N,N – dimetil – 3 – pentenoamina
D) N,N – dietil – 3 – pentenoamina
E) N,N – dimetil – 3 – pentanoamina

9. Indicar el nombre IUPAC de la siguiente amina:

```
CH - CH - CH2 - N - CH2 - CH3
     |          |
     CH3        CH2
                |
                CH3
```

A) N,N – dimetil – 2 – metilpropanoamida
B) N,N – dietil – 3 – metilpropanoamida
C) N,N – dietil – 2 – metilpropanoamida
D) N,N – dimetil – 2 – metilpropanoamina
E) N,N – dietil – 2 – metilpropanoamina

10. Indicar el nombre IUPAC de la siguiente amina:

```
CH3 - C = CH - N - CH = CH2
      |        |
      CH3      CH3
```

A) N,2 – dimetil – N – vinil – 1 – propenoamina
B) N,2 – dimetil – N – vinil – 1 – propanoamina
C) N,2 – dimetil – N – vinil – 1 – propenoamida
D) N,5 – dimetil – N – vinil – 1 – propenoamina
E) N,2 – dimetil – N – vinil – 2 – propenoamina

11. Indicar el nombre IUPAC de la siguiente amina:

```
      CH3
      |
      CH2       CH3
      |         |
CH3 - CH - CH - CH - N - CH2 - CH3
           |
           CH3
```

A) N,4 – dietil – 1,2 – dimetilbutanoamina
B) N – metil – 1,2,3 – trietilpentanoamina
C) N – etil – 1,2,3 – trimetilpentanoamida
D) N – etil – 1,2,3 – trimetilpentanoamina
E) N – metil – 1,2,3 – trietilpentenoamina

12. Indicar el nombre IUPAC de la siguiente amina:

```
      CH3 CH3  CH3
      |   |    |
CH3 - C - CH - CH - NH2
      |
      CH3
```

A) 1,2,3,4 – tetrametilbutanoamida
B) 2,2,3,4 – tetrametilbutanoamina
C) 1,2,3,3 – tetrametilbutanoamina
D) 1,2,3,4 – tetraetilbutanoamina
E) 2,2,3,4 – tetrametilbutanoamina

13. Indicar el nombre IUPAC de la siguiente amina:

```
CH3 - CH - CH2 - NH
      |          |
      CH3        (ciclopropilo)
```

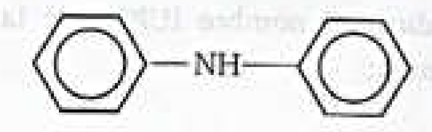
A) N – ciclopropil – 2 – metilpropanoamida
B) N – ciclobutil – 2 – metilpropanoamina
C) N – ciclopropil – 2 – etilpropanoamina
D) N – ciclopentil – 2 – metilpropanoamina
E) N – ciclopropil – 2 – metilpropanoamina

14. Indicar el nombre IUPAC de la siguiente amina:



A) Ciclo 3 – pentenoamina
B) Ciclo 1 – pentenoamina
C) Ciclo pentenoamina
D) Ciclo 3 – pentenoamida
E) Ciclo 3 – hexenoamina

15. Indicar el nombre de la siguiente amina:



A) Fenilamina
B) Difenilamida
C) Difenilamina
D) Fenilbenzamina
E) Dianilina

16. Indicar la fórmula global de la amina cuyo nombre IUPAC es ciclohexanoamina:

A) $C_6H_{13}N$ B) $C_6H_{14}N$ C) $C_6H_{12}N$
D) $C_6H_{16}N$ E) $C_6H_{15}N$

17. Indicar la atomicidad de la amina cuyo nombre IUPAC es butanodiamina:

A) 20 B) 15 C) 24
D) 16 E) 18

18. Indicar la masa molecular de la amina cuyo nombre IUPAC es 2,3,4,5 – tetrametil octanoamina:

A) 200 u B) 185 u C) 155 u
D) 234 u E) 198 u

19. En relación a las afirmaciones respecto a las amidas, indicar lo correcto:

I. Además de carbono e hidrógeno poseen en su estructura a los átomos de nitrógeno y oxígeno.
II. Al igual que las aminas se presentan en la variedad primaria, secundaria y terciaria.
III. A condiciones ambientales la única amida líquida es la metanamida.

A) VVV B) FVV C) FVV
D) VVF E) VFV

20. Sobre las amidas, indicar verdadero (V) o falso (F):

I. Sus moléculas son más polares que las moléculas de las aminas.
II. La metanoamida o metanamida es la amida mas simple, su atomicidad es 6.
III. Sus moléculas se mantiene unidas debido al enlace puente de hidrógeno.

A) FVV B) VVF C) VVV
D) FFV E) VFV

21. La úrea llamada también carbodiamida es una amida que se obtiene en el proceso de metabolismo celular se elimina a través de la orina. Indicar su masa molecular.

A) 54 u B) 84 u C) 28 u
D) 60 u E) 108 u

22. Indicar el nombre IUPAC de la siguiente amida:

$$CH \equiv C - CO - NH_2$$

A) 2 – propinoamina
B) 2 – propinoamida
C) 1 – propinoamida
D) 3 – propinoamida
E) 2 – propenoamina

23. Indicar el nombre IUPAC de la siguiente amida:

$$\begin{array}{lcccl} CH_3- & C & = & C & -CO-NH_2 \\ & | & & | & \\ & CH_3 & & CH_3 & \end{array}$$

A) 2,3 – dimetil – 2 – butenoamina
B) 2,3 – dimetil – 2 – butanoamida
C) 2,3 – dimetil – 2 – butinoamida
D) 2,3 – dimetil – 3 – butenoamida
E) 2,3 – dimetil – 2 – butenoamida

24. Indicar el nombre IUPAC de la siguiente amida:

$$\begin{array}{ll} CH_3-CH=CH-CO-N & -CH_3 \\ \quad\quad\quad\quad\quad\quad\quad\quad\quad\quad\;\, | & \\ \quad\quad\quad\quad\quad\quad\quad\quad\quad\quad CH_3 & \end{array}$$

A) N,N – dimetil – 2 – butenoamina
B) N,N – dimetil – 3 – butenoamida
C) N,N – dimetil – 2 – butenoamida
D) N,N – dietil – 2 – butenoamida
E) N,N – dimetil – 2 – butanoamida

25. Indicar el nombre IUPAC de la siguiente amida:

$$\begin{array}{lcccl} & & & CH_3 & \\ & & & | & \\ & & CH_3 & CH_2 & \\ & & | & | & \\ CH_3- & & CH- & CH- & CO-N- \triangleright \\ & & & & \quad\;\, | \\ & & & & \quad CH_3 \end{array}$$

A) 2 – etil – N – ciclopropil – N,3 – dimetilbutanoamida
B) 3 – etil – N – ciclopropil – N,2 – dimetilbutanoamida
C) 2 – etil – N – ciclobutil – N,3 – dimetilbutanoamida
D) 2 – etil – N – ciclopropil – N,3 – dimetilbutanoamina
E) 3 – etil – N – ciclopropil – N,4 – dimetilbutanoamida

26. indicar el nombre IUPAC de la siguiente amida:

$$\begin{array}{lclcl} CH_3- & CH & -CO- & N & -CH_2-CH_3 \\ & | & & | & \\ & CH_3 & & CH_2 & \\ & & & | & \\ & & & CH_3 & \end{array}$$

A) N,N – dietil – 2 – metilpropanoamina
B) N,N – dimetil – 2 – metilpropanoamida
C) N,N – dietil – 3 – metilpropanoamida
D) N,N – dietil – 2 – metilpropanoamida
E) N,N – dietil – 2 – metilpropenoamida

27. Indicar el nombre IUPAC de la siguiente amida:

$$\begin{array}{lcl} CH_3-CH_2-CO- & N & -CO-CH_2-CH_3 \\ & | & \\ & CH_3 & \end{array}$$

A) N – metildipropanoamida
B) N – metilpropanodiamida
C) N – metiletpanodiamina
D) N – etilpropanodiamida
E) N – dimetiletanodiamida

28. Indicar el nombre IUPAC de la siguiente amida:

$$\begin{array}{lcl} CH_3-CO- & N & -CO-CH_3 \\ & | & \\ & CH_2 & \\ & | & \\ & CH_3 & \end{array}$$

A) N – etiletanodiamina
B) N – metiletanodiamida
C) N – etildietanodiamida
D) N – etiletenodiamida
E) N – etiletanodiamida

29. Indicar el nombre IUPAC de la siguiente amida:

$C_6H_5-CO-N(CH_3)-CH_3$

A) N,N – dimetilbenzamina
B) N,N – dietilbenzmida
C) N,N – dimetilbenzamida
D) N,N – dietilbenzamina
E) N,N – dimetilfenilamida

30. Indicar el nombre IUPAC de la siguiente amida:

$C_6H_5-CO-N(CH_2-CH_3)-C_6H_{11}$

A) N – ciclohexil – N – etilbenzamida
B) N – ciclohexil – N – metilbenzamida
C) N – ciclopentil – N – etilbenzaminda
D) N – ciclohexil – N – etilfenilamida
E) N – ciclohexil – N – metilbenzamina

31. Indicar el nombre IUPAC de la siguiente amida:

$C_6H_5-CO-NH-C_6H_5$

A) N – fenilbenzamina
B) N – bencilfenilamina
C) N – bencilfenilamida
D) N – fenilanilina
E) N – fenilbenzamida

32. Indicar la fórmula global de la amida cuyo nombre IUPAC es:

etanotriamida

A) $C_6H_9NO_3$ B) $C_6H_8NO_3$
C) $C_8H_6NO_3$
D) $C_6H_{12}NO_3$ E) $C_6H_6NO_6$

33. Indicar la atomicidad de la amida cuyo nombre IUPAC es:

2,3,3 – trimetilpentanoamida

A) 30 B) 33 C) 27
D) 25 E) 22

34. Respecto a los nitrilos, indicar verdadero (V) o falso (F):

I. De los tres compuestos orgánicos nitrogenados estudiados son los únicos que en su forma pura no presentan enlace puente de hidrógeno.
II. Su solubilidad en agua es baja, esto se debe a que sus moléculas son apolares.
III. Su fuerza básica es menor a las aminas y amidas.

A) VVF B) VVV C) FVF
D) VFV E) FFV

35. Indicar los correcto de las afirmaciones sobre los nitrilos:

I. El nitrilo de 2 carbonos llamado etanonitrilo posee una atomicidad de 6.
II. Los nitrilos secundarios son más básicos que los nitrilos primarios.
III. Una forma de obtener nitrilos es por deshidratación de amidas.

A) Sólo I B) I y II C) Sólo II
D) I y III E) Sólo III

36. Indicar la masa molecular de la amida cuyo nombre IUPAC es:

N,N – diviniletanoamida

A) 85 u B) 77 u C) 98 u
D) 65 u E) 111 u

37. Indicar el nombre IUPAC del siguiente nitrilo:

$$CH_3-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}}-CH_2-CN$$

A) 3 – metilpropanonitrilo
B) 3 – metilbutanonitrilo
C) 3 – metilpropanonitrilo
D) 3 – metilpropanonitrilo
E) 3 – metilpropanonitrilo

38. Indicar el nombre IUPAC del siguiente nitrilo:

$$CH_3-C(CH_3)_2-(CH_2)_2-CH_2-CN$$

A) 3,3 – dimetilpentanonitrilo
B) 2,2 – dimetilpentanonitrilo
C) 4,4 – dimetilpentanonitrilo
D) 3,3 – dietilhexanonitrilo
E) 5,5 – dimetilhexanonitrilo

39. Indicar el nombre IUPAC del siguiente nitrilo:

$$CH_3-CH\equiv CH-CH_2-CN$$

A) 3 – pentenonitrilo
B) 3 – butinonitrilo
C) 2 – pentinonitrilo
D) 3 – pentinonitrilo
E) 2 – pentenonitrilo

40. Indicar el nombre IUPAC del siguiente nitrilo:

$$CH_2=CH-C(CH_2-CH_3)=C(CH_3)-CN$$

A) 2–etil–1–metil–1,3–pentadienonitrilo
B) 3–etil–2–metil–2,4–pentenonitrilo
C) 3–etil–2–metil–2,4–pentadienonitrilo
D) 2–metil–3–etil–2,4–pentadienonitrilo
E) 3–metil–2–etil–2,4–pentadienonitrilo

41. Indicar el nombre IUPAC del siguiente nitrilo:

$$CH_3-CH_2-CH(CH_2-CH_3)-CH(CH_3)-CH(CH_3)-CH(CH_3)-CN$$

A) 5 – etil – 2,3,4 – trimetilheptanonitrilo
B) 5 – etil – 3,4,5 – trimetilheptanonitrilo
C) 3 – etil – 4,5,6 – trimetilheptanonitrilo
D) 5 – metil – 3,4,5 – trietilheptanonitrilo
E) 5 – etil – 3,4,5 – trimetilhexanonitrilo

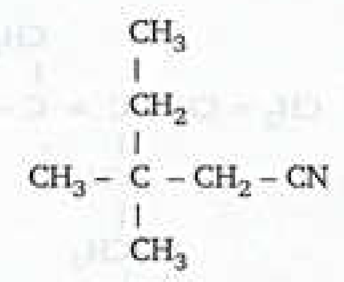
42. Indicar el nombre IUPAC del siguiente nitrilo:

$$CH_3-(CH_2)_4-CH(C_5H_9)-CH_2-CN$$

(el sustituyente en CH es un anillo de ciclopentano)

A) 3 – ciclopentiloctanonitrilo
B) 3 – ciclopentilpentanonitrilo
C) 2 – ciclopentiloctanonitrilo
D) 2 – ciclopentilpentanonitrilo
E) 3 – ciclopentiloctenonitrilo

43. Indicar el nombre IUPAC del siguiente nitrilo:



A) 3 – etil – 3 – metilbutanonitrilo
B) 3,3 – dimetilbutanonitrilo
C) 2 – etil – 2 – metilbutanonitrilo
D) 3,3 – dimetilpentanonitrilo
E) 3,3 – dietilpentanonitrilo

44. Indicar el nombre IUPAC del siguiente nitrilo:

$CH_3 - CH_2 - CH \equiv CH - CH - CN$ (con ciclobutilo en el CH)

A) 1 – ciclobutil – 2 – hexinonitrilo
B) 2 – ciclopropil – 3 – hexinonitrilo
C) 2 – ciclobutil – 3 – hexinonitrilo
D) 1 – ciclopropil – 2 – hexinonitrilo
E) 2 – ciclobutil – 3 – pentinonitrilo

45. Indicar el nombre IUPAC del siguiente nitrilo:

$CH_3 - (CH_2)_8 - CH - CH_2 - CN$ (con fenilo en el CH)

A) 3 – fenilhexanonitrilo
B) 2 – fenildecanonitrilo
C) 2 – fenilhexanonitrilo
D) 3 – ciclohexildodecanonitrilo
E) 3 – fenildodecanonitrilo

46. El acrilonitrilo monómero del "orlon" que es un polímero (fibra sintética) posee nombre IUPAC de propenonitrilo. Hallar su masa molecular.

A) 53 u B) 48 u C) 66 u
D) 98 u E) 33 u

47. Indicar el nombre IUPAC del siguiente nitrilo:

$NC - CH_2 - CH - CH_2 - CN$
$\quad\quad\quad\quad | $
$\quad\quad\quad CH_3$

A) 3 – metilpentanodinitrilo
B) 3 – metilpentanonitrilo
C) 3 – etilpentanodinitrilo
D) 2 – metilpropanodinitrilo
E) 3 – etilpropanodinitrilo

48. Indicar la fórmula global del nitrilo cuyo nombre IUPAC es:

propanodinitrilo

A) $C_3H_6N_3$ B) $C_3H_2N_2$ C) $C_3H_3N_3$
D) C_3H_6N E) $C_3H_4N_3$

49. Indicar la atomicidad del nitrilo cuyo nombre IUPAC es:

2 – pentenonitrilo

A) 15 B) 28 C) 19
D) 10 E) 13

50. Indicar la masa molecular del nitrilo cuyo nombre IUPAC es:

2 – hexinonitrilo

A) 98 u B) 93 u C) 91 u
D) 100 u E) 101 u



Contaminación Ambiental

OBJETIVOS

- Conocer los factores que alteran nuestro medio ambiente, provocando la disminución de nuestra calidad de vida el cual llamamos contaminación.
- Buscar las alternativas que nos permitan mitigar y disminuir los casos críticos de contaminación.

COP 20, EL EVENTO DE CAMBIO CLIMÁTICO MÁS IMPORTANTE DEL MUNDO

La COP es la Conferencia de las Partes de la Convención Marco de las Naciones Unidas sobre el Cambio Climático (CMNUCC) y la CMP la Conferencia de las Partes en calidad de reunión de las Partes en el Protocolo de Kyoto (CMP).

Del 1 al 12 de diciembre de 2014, Lima será sede de la Vigésima CMNUCC (COP 20). Perú recibirá a aproximadamente 15 mil personas que representan a 194 países y actores de organizaciones internacionales, de la sociedad civil, del sector privado y de diversos medios de comunicación, así como a presidentes y ministros; todo ello en un período de quince días.

Esta reunión está orientada a obtener, en el 2015, un nuevo acuerdo climático sólido y vinculante en beneficio del planeta. La realización de la COP significa un avance en el posicionamiento internacional del Perú por las oportunidades y los retos que implica.

La CMNUCC cuenta con 195 países firmantes. Se denomina "Partes" a los países miembros de la Convención. España firmó la Convención en 1992, ratificándola al año siguiente. Entró en vigencia el 21 de marzo de 1994. El objetivo fundamental de la CMNUCC es impedir la interferencia "peligrosa" del ser humano en el sistema climático. La Convención fija el objetivo de estabilizar los niveles de emisión de gases de efecto invernadero en un plazo que permita a los ecosistemas adaptarse naturalmente al cambio climático, asegurar la producción de alimentos y permitir el desarrollo económico de manera sostenible.

En 1979 se llevó a cabo la primera Conferencia Mundial sobre el Clima. Once años después, en 1990, tiene lugar la segunda conferencia, donde se solicita un tratado mundial sobre cambio climático. En la Cumbre de la Tierra de Río de Janeiro de 1992, la Convención Marco sobre el Cambio Climático (CMNUCC) queda lista para la firma y entra en vigor el 21 de marzo de 1994. En 1995 se celebra en Berlín la primera COP. La vigésima edición - COP20 - tendrá lugar en Lima entre el 1 y 12 de diciembre de 2014.

En virtud de la Convención, todas las Partes, teniendo en cuenta sus responsabilidades comunes pero diferenciadas y el carácter especifico de sus prioridades nacionales y regionales de desarrollo, de sus objetivos y circunstancias, deberán:

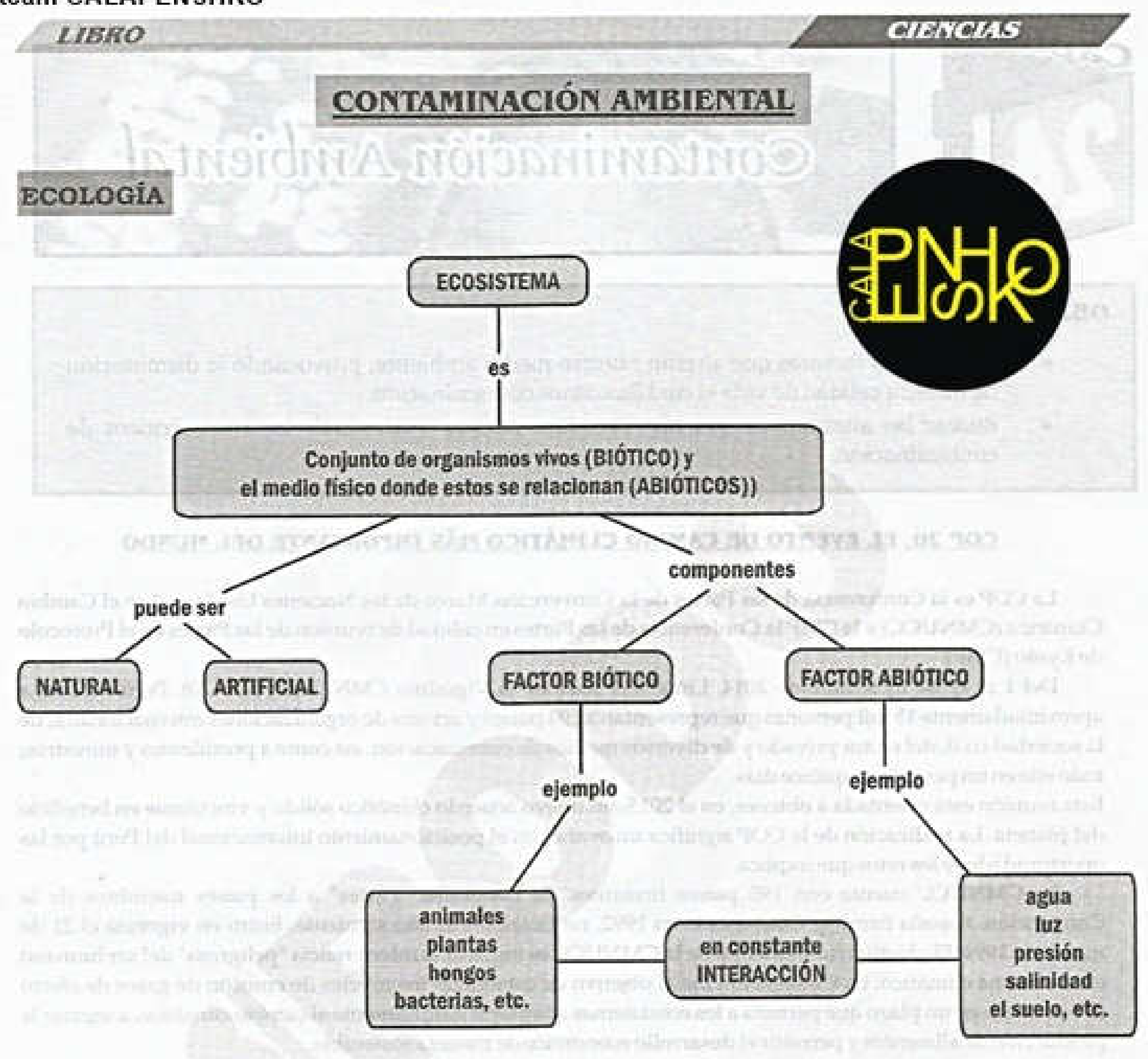
a) Recoger y compartir la información sobre las emisiones de gases de efecto invernadero (GEI), las políticas nacionales y las prácticas óptimas.
b) Poner en marcha estrategias nacionales para abordar el problema de las emisiones de GEI y adaptarse a los impactos del cambio climático previstos, así como determinar la prestación de apoyo ?nanciero y tecnológico a los países en desarrollo.
c) Cooperar para prepararse y adaptarse a los efectos del cambio climático.

Un nutrido grupo de expertos y líderes mundiales de Europa, África y América Latina se reunieron el 22 y 23 de abril, en Lima, para analizar y articular estrategias sobre los servicios ecosistémicos durante la XX Reunión Katoomba: Clima, Bosques, Agua y Comunidad: Una visión articulada para AméricaTropical. Este ha sido uno de los primeros pasos dentro de la agenda de actividades del COP20.

team CALAPENSHKO

CONTAMINACIÓN AMBIENTAL

ECOLOGÍA



CONCEPTO

Se define como la adición de cualquier sustancia al medio ambiente en suficientes cantidades que causen efectos sobre los seres humanos, animales, vegetales y materiales; que se presentan en cantidades que sobrepasen los niveles normales en los que se encuentran en la naturaleza.

CONTAMINANTES

Es aquella sustancia que al llegar a concentraciones mayores a lo permisible (LMP), actúa en el medio ambiente degradando su calidad original a un nivel perjudicial para los ecosistemas. Estos pueden ser :

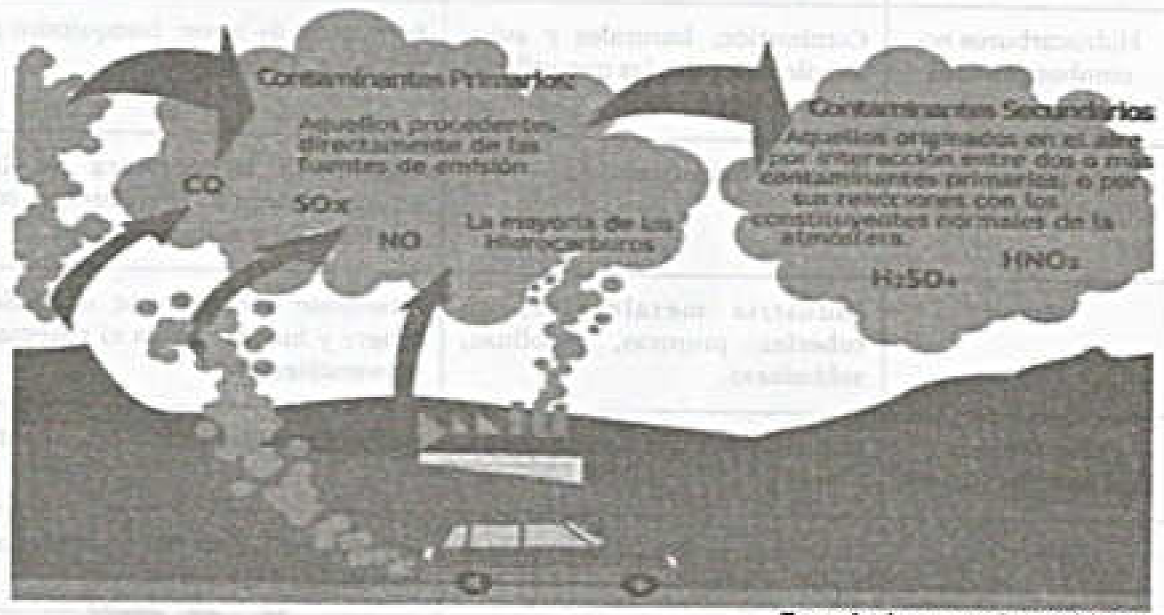
a. Físicos: el ruido, imágenes, R.E.M, etc.
b. Químicos: productos o insumos químicos
c. Biológicos: virus, bacterias, etc.

TIPOS DE CONTAMINANTES

CLASIFICACION DE LOS CONTAMINANTES SEGÚN SU DEGRADACION

Biodegradables	No degradables
Se descomponen con facilidad por acción de las bacterias, hongos, lombrices o insectos. $C_xH_yN_z \rightarrow xC + yH + zN$	Sustancias químicas que no se descomponen con facilidad y se mantienen en el ambiente durante mucho tiempo.

Contaminación primaria y secundaria



Tomado de www.educarchile.cl

TIPOS DE CONTAMINACIÓN

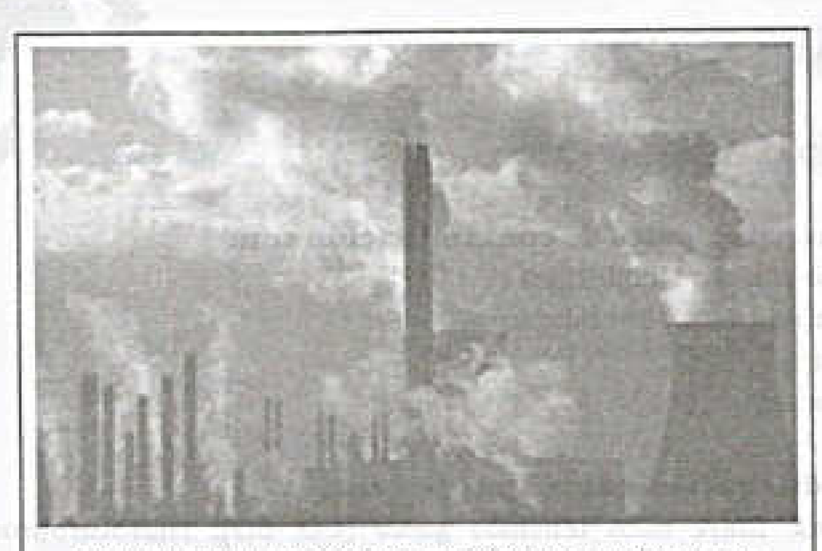
I. CONTAMINACIÓN ATMOSFÉRICA

- **Las fuentes principales de contaminación son:**
  - Industria Minero Metalúrgica
  - Industria química y de alimentos
  - Transporte
  - Construcción

- **Las clases de contaminantes pueden ser:**
  - Químicos: Entre ellos tenemos gases (CO, SO_2, Hidrocarburos, NO_X, Pb, etc.), y materiales particulados.
  - Físicos: tenemos al ruido, radiaciones y vibraciones.

- **Principales contaminantes:**

CONTAMINANTE	FUENTE DE EMISIÓN	PRINCIPALES EFECTOS
Dióxido de Azufre (SO_2)	Automóviles, plantas eléctricas, refinerías, industria minero metalúrgicas, química, etc.	Olor desagradable, irritación de ojos y piel. Dificultad e irritación respiratoria, destrucción esmalte de los dientes (lluvia ácida).
Monóxido de Carbono (CO)	Combustión incompleta, automóviles e industrias.	Disminuye capacidad de la sangre para transportar O_2 (formación de COHb), asfixia, mareo, dolor de cabeza, peligro de muerte.
Dióxido de Carbono (CO_2)	Combustión de compuestos orgánicos	No es dañino para la salud pero causante del efecto invernadero.
Óxidos de nitrógeno (NO_X) NO – NO_2	Combustiones a elevadas temperaturas. Calefacción automóviles e industrias químicas.	Daños a los pulmones irritación de ojos y nariz.
Hidrocarburos no combustionados	Combustión, basurales y automóviles e industrias que utilizan combustibles.	Formación de smog, fotoquímico producen irritación. Cancerígenos.
Material particulado (polvo y cenizas)	Todas las industrias	Afectan la temperatura de la tierra. Ensuciamiento. Producen molestias respiratorias y neumocomiosis.
Plomo	Industria metalúrgica, en tuberías, pinturas, gasolinas, soldaduras.	Altamente venenoso se acumulan en la sangre y huesos. altera el sistema nervioso irreversiblemente.
Compuestos halógenados (Cl y F)	Industria química y automóviles.	Daños a plantas e irritación pulmonar.
Ozono (O_3)	Descomposición de solventes y combustibles	Provoca irritación del tracto respiratorio e incapacidad al respirar.



Esta planta generadora, libera dióxido de azufre y otros contaminantes del aire.

II. CONTAMINACIÓN DEL AGUA

Se debe principalmente al verter aguas residuales de distinto origen a las fuentes de agua alternando su composición, restando la cantidad de oxígeno (O_2) en el agua, restando la vida de peces, insectos y microorganismos:

- **Las fuentes de aguas residuales son:**
  - Aguas domésticas o urbana
  - Aguas residuales industriales (química, metalúrgica, pesquera, petrolera, etc.)
  - Escorrentías de uso agrícola
  - Pluviales

Las aguas residuales presentan las siguientes características físicas que alteran a las fuentes o suministros de agua en:

- **Físicas:**
  - Sólidos, suspendidos y disueltos.
  - Olores debido a los gases liberados en la descomposición orgánica.
  - Alta temperatura, retarda o acelera la actividad biológica, absorción de O_2, precipitación de compuestos, etc.
  - Color debido a presencia de hierro y otros compuestos.
  - Turbiedad debido a los sólidos o partículas suspendidas.

- **Químicos:**
  - Presencia de materia orgánica tales como proteínas, carbohidratos, grasas y aceites.
  - Presencia de materia inorgánica como pH, alcalinidad, metales pesados (Pb, Cr, Cd, Cu, Fe, Hg) y gases (N_2, CO_2, NH_3, H_2S, HCl).

- **Biológicas:**
  - Microorganismos bacteriales, hongos, algas, protozoos, plantas, animales y virus.
  - Organismos patógenos: procedentes de desechos humanos portadores de alguna enfermedad como bacterias, virus, protozoos, y los helmintos.



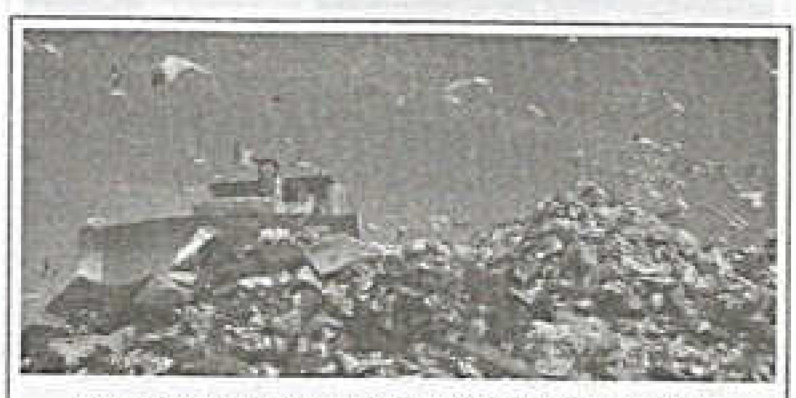
Aguas turbias ocasionada por desechos que los habitantes arrojan a los ríos.

III. CONTAMINACIÓN DEL SUELO

El suelo constituye un medio complejo en constante cambio y puede perder su productividad al alterar su equilibrio, al arrojar líquidos contaminantes como insecticidas, combustibles, petróleo, aguas servidas, etc. o sólidos como desperdicios, restos residuales, basura, etc.

LA CONTAMINACIÓN DEL SUELO Y SUS EFECTOS

ORIGEN	EFECTOS
BASURAS • Plásticos • Vidrios • Metales • Aguas servidas	• Mal aspecto; impacto sobre la fauna • Accidentes • Óxidos en el suelo • Enfermedades infecciosas
CONTAMINANTES INDUSTRIALES • Gases industriales con S y N • Polvos de cemento • Relaves de concentración • Aceites y residuos de vehículos	• Muerte de organismos del suelo por lluvia ácida y efectos tóxicos sobre los cultivos. • Intoxicación de las plantas y del suelo. • Muerte de organismos y cultivos por ácidos y metales pesados, depositados directamente sobre el suelo o a través del agua contaminada. • Destrucción del suelo por aceites.
USO EXAGERADO DE ABONOS SINTÉTICOS • Urea • Nitratos • Fosfatos • Cloruros	• Muerte de la flora del suelo (hongos simbióticos) • Muerte de la fauna del suelo (lombrices, insectos) • Muerte de microorganismos (bacterias, hongos, algas)
PESTICIDAS • Hidrocarburos clorados – DDT – Aldrín – Dieldín – Endrin – Heptacloro – Hexaclorobenceno – Mirex, Clordano • Organoclorados	• Muerte de la flora y fauna del suelo • Contaminación de la producción agrícola y efectos sobre la salud de las personas • Concentración de las cadenas tróficas • Efectos sobre al fauna acuática por filtración • Desarrollo de resistencia por parte de plagas • Efectos residuales en la salud humana



Basura de la ciudad que contamina el medio ambiente

TIPOS DE CONTAMINACIÓN AMBIENTAL

• EL EFECTO INVERNADERO

Evita que una parte del calor recibido desde el sol deje la atmósfera y vuelva al espacio. Esto calienta la superficie de la tierra en lo que se conoce como efecto invernadero.

Existe una cierta cantidad de gases de efecto de invernadero en la atmósfera que son absolutamente necesarios para calentar la Tierra, pero en la debida proporción. Actividades como la quema de combustibles derivados del carbono aumentan esa proporción y el efecto invernadero aumenta.

Muchos científicos consideran que como consecuencia se está produciendo el calentamiento global. Otros gases que contribuyen al problema incluyen los clorofluorocarbonos (CFCs), el metano, los óxidos nitrosos y el ozono.

¿Por qué aumenta la temperatura del planeta?

CALENTAMIENTO GLOBAL

Es el incremento de la temperatura media de la atmósfera debido a la actividad humana.

1 La quema de combustibles, la deforestación, la ganadería, etc., incrementan la cantidad de gases de efecto invernadero.

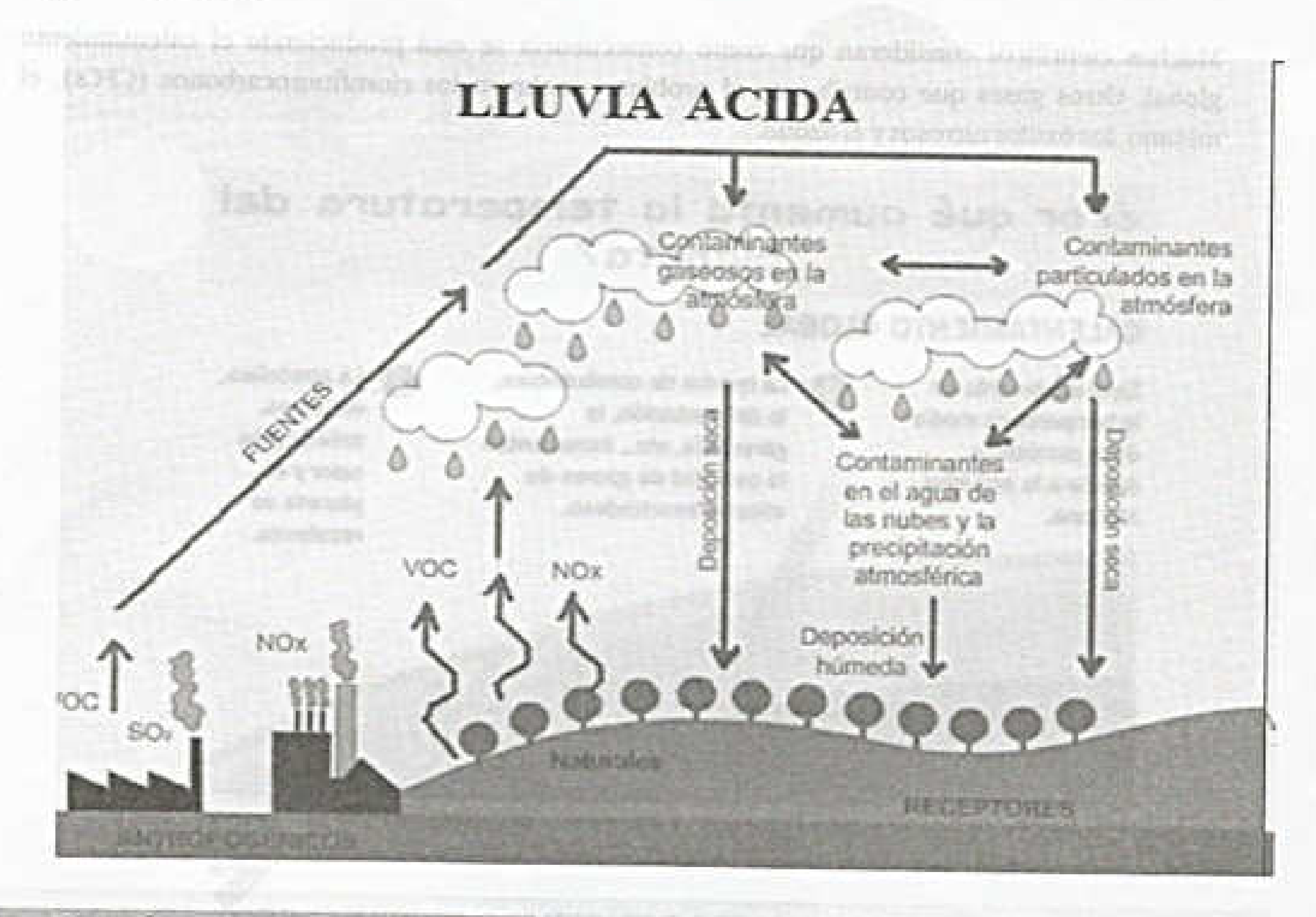
2 La atmósfera, entonces, retiene más calor y el planeta se recalienta.

PRINCIPALES GASES DEL EFECTO INVERNADERO			
CO_2	CH_4	N_2O	Otros
76,7%	14,3%	7,9%	1,1%
Resultado de la quema de petróleo, carbón, gas, leña y demás combustibles.	Resultado de la producción de combustibles, pozos de petróleo, gas natural, rellenos sanitarios. Descomposición anaeróbica de los vegetales.	Emisión de medios de transporte, producción y uso de fertilizantes y agroquímicos.	Hidrocarburos Perfluorocarbonados

• LA LLUVIA ÁCIDA

Se forma cuando la humedad en el aire se combina con el óxido de nitrógeno o el dióxido de azufre emitido por fábricas, centrales eléctricas y automotores que queman carbón o aceite. Esta combinación química de gases con el vapor de agua forma el ácido sulfúrico y los ácidos nítricos, sustancias que caen en el suelo en forma de precipitación o lluvia ácida.

Los contaminantes que pueden formar la lluvia ácida pueden recorrer grandes distancias, y los vientos los trasladan miles de kilómetros antes de precipitarse con el rocío, la llovizna, o lluvia, el granizo, la nieva o la niebla normales del lugar, que se vuelven ácidos al combinarse con dichos gases residuales.

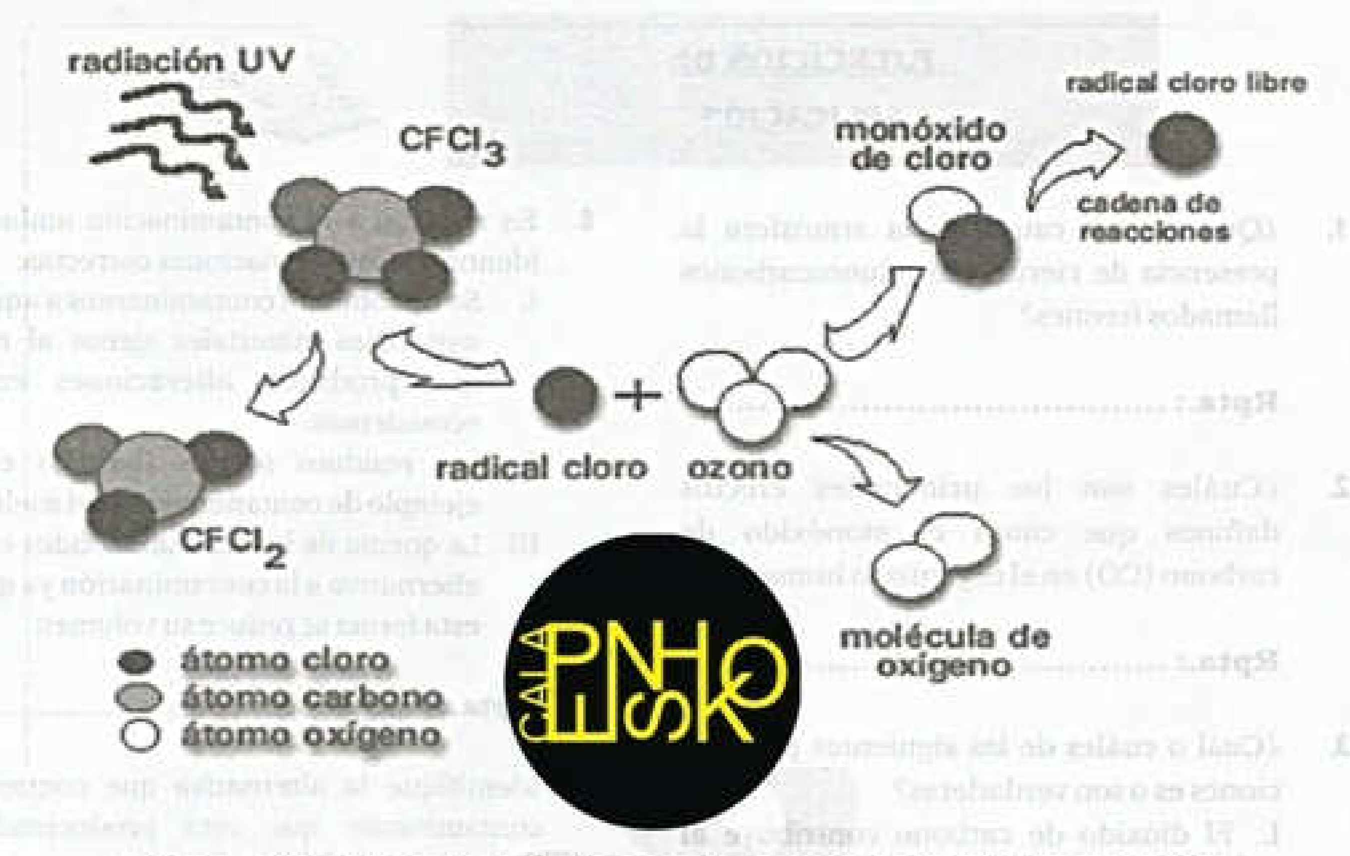


• EL DAÑO A LA CAPA DE OZONO

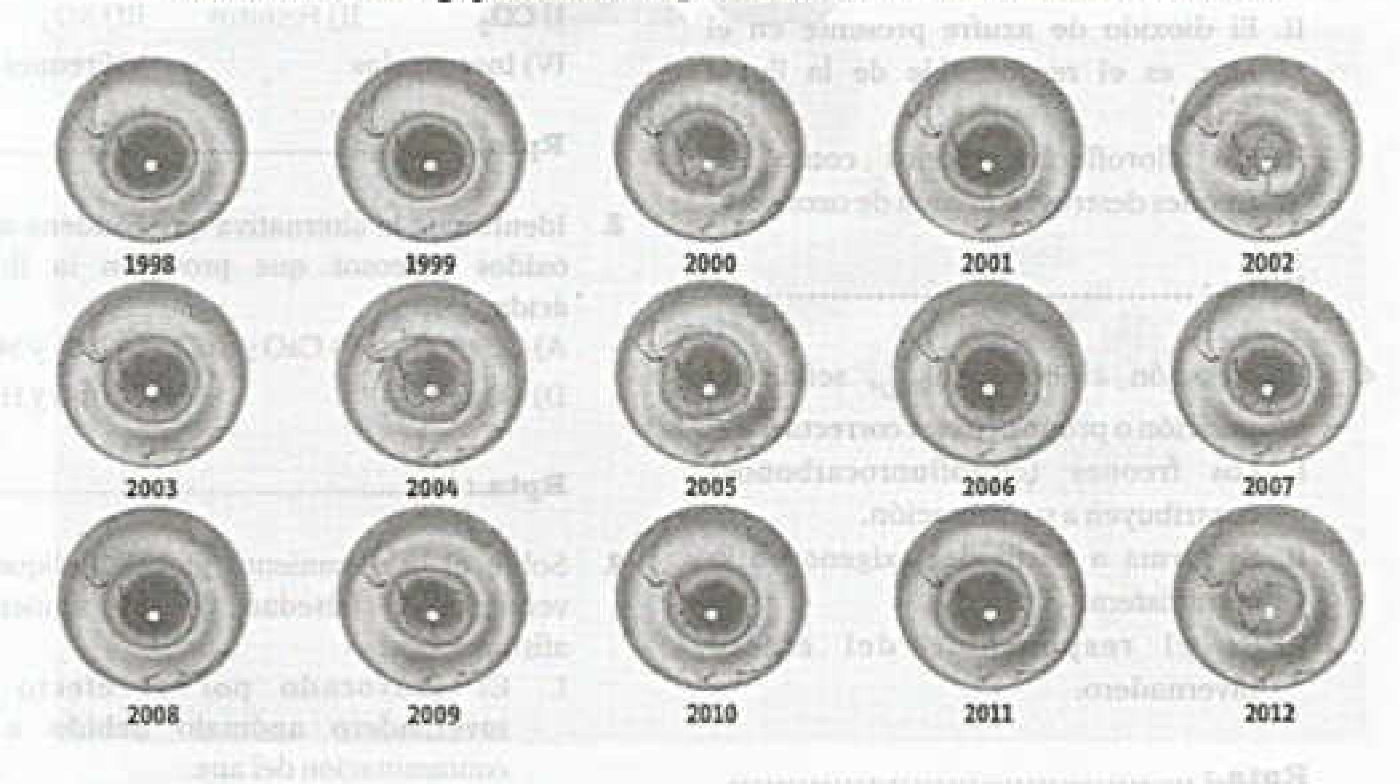
Se produce principalmente por el uso de clorofluorocarbonos (CFCs). El ozono es una forma de oxígeno que se encuentra en la atmósfera superior de la tierra.

La capa fina de moléculas de ozono en la atmósfera absorbe algunos de los rayos ultravioletas (UV) antes de que lleguen a la superficie de la tierra, con lo cual se hace posible la vida en la tierra.

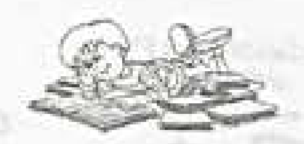
El agotamiento del ozono produce niveles más altos de radiación UV en la tierra, con lo cual se pone en peligro tanto a plantas como a animales.



Desarrollo del agujero de la capa de ozono en los últimos 15 años.



EJERCICIOS DE APLICACIÓN



1. ¿Qué efectos causa en la atmósfera la presencia de ciertos clorofluorocarbonos llamados freones?

   Rpta.: ....

2. ¿Cuáles son los principales efectos dañinos que causa el monóxido de carbono (CO) en el organismo humano?

   Rpta.: ....

3. ¿Cuál o cuáles de las siguientes proposiciones es o son verdaderas?
   I. El dióxido de carbono contribuye al efecto invernadero.
   II. El dióxido de azufre presente en el aire, es el responsable de la lluvia ácida.
   III. Los clorofluorocarbonos como los freones destruyen la capa de ozono.

   Rpta.: ....

4. En relación al ozono $O_{3(g)}$, señale la proposición o proposiciones correctas.
   I. Los freones (clorofluorocarbonos) contribuyen a su formación.
   II. Se forma a partir del oxígeno en la estratósfera.
   III. Es el responsable del efecto invernadero.

   Rpta.: ....

5. En las últimas décadas, el problema del calentamiento global se ha agudizado debido al incremento en el aire de.

   Rpta.: ....

6. En relación a la contaminación ambiental, identifique las afirmaciones correctas:
   I. Se denominan contaminantes a aquellas sustancias materiales ajenos al medio que producen alteraciones en los ecosistemas.
   II. Los residuos sólidos (basura) en un ejemplo de contaminantes del suelo.
   III. La quema de los residuos sólidos es una alternativa a la contaminación ya que de esta forma se reduce su volumen.

   Rpta.: ....

7. Identifique la alternativa que contiene al contaminante que está produciendo la destrucción de la capa de ozono:
   I) CO_2 II) Fosfatos III) SO_2
   IV) Insecticidas V)Freones

   Rpta.: ....

8. Identifique la alternativa que contiene a los óxidos gaseosos que provocan la lluvia ácida:
   A) CO y CO_2 B) CaO y ZnO C) CO_2 y SO_3
   D) SO_2 y NO_2 E) PbO y HgO

   Rpta.: ....

9. Sobre el calentamiento global, indique la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:
   I. Es provocado por el efecto de invernadero anómalo debido a la contaminación del aire.
   II. Está provocando cambios en los climas a nivel global.
   III. Se debe al uso excesivo de los combustibles fósiles como el petróleo y el carbón.

   Rpta.: ....

PROBLEMAS RESUELTOS

PROBLEMA 1: En relación a la eutroficación de las aguas, indique la alternativa que contiene las proposiciones correctas.

I. Genera la proliferación de algas.
II. Aumenta la concentración de oxígeno.
III. Elimina gradualmente la vida acuática.

A) I B) II C) III
D) I y III E) I, II y III

Resolución: La eutroficación es un proceso de envejecimiento natural que sufren los lagos, debido a un lento aumento de sustancias nutrientes (sulfatos, fosfatos), por la erosión del viento etc. Al principio se hallan en equilibrio las cantidades de nutrientes y agua, sin embargo, al incrementarse en forma natural los nutrientes se incrementa la cantidad de plantas, algas, etc. en su interior; las cuales, al morir, van al fondo del mismo produciendo un calentamiento del agua, disminuyendo la concentración de oxígeno. A esto se denomina aumento de la demanda bioquímica de oxígeno (DBO), por lo que como consecuencia de la falta de oxígeno, elimina gradualmente la vida acuática.

Las proposiciones correctas son I y III.

La eutrificación se ve acelerada por acción humana (como es el caso de los Pantanos de Villa en Chorrillos), por la eliminación de desechos y residuos orgánicos.

∴ CLAVE: D

PROBLEMA 2: En relación a la capa de ozono, señale la alternativa que contiene las proposiciones verdaderas:

I. Se encuentra ubicada en la región denominada litósfera..
II. Es destruida por acción de los compuestos clorofluorocarbonados.
III. Evita el paso de radiación infrarroja (IR) hacia la tierra.

A) I B) II C) III
D) I y III E) I, II y III

Resolución:

I. El gas ozono se encuentra distribuido en la estratósfera y no en la litósfera. La proposición es falsa.

II. La concentración de ozono en la estratósfera es notablemente pequeña. Si todas las moléculas de ozono se encontrarán en la superficie de la tierra a la presión atmosférica, formaría una capa de 3 mm de espesor; esta capa se destruye con los radicales del cloro que provienen de los clorofluorocarbonados. La proposición es verdadera.

III. Del Sol proviene gran cantidad de energía con diferente frecuencia, pero parte de la radiación ultravioleta es absorbida y luego difractada por la capa de ozono, los rayos UV llegan con menos intensidad a la tierra.
La proposición es falsa.

La única proposición verdadera es la II.

∴ CLAVE: B

PROBLEMA 3: Señale la alternativa que contenga un agente contaminante físico.

A) El dióxido de azufre (SO_2).
B) El monóxido de carbono (CO).
C) El plomo.
D) El virus.
E) Las ondas electromagnéticas de los celulares.

Resolución:

Los agentes contaminantes de nuestro ecosistema (aire, agua y suelo) pueden ser químicos (sustancias tóxicas), biológicos (microorganismos) y físicos (ruido, temperaturas, ondas electromagnéticas, etc.)

Analizando las alternativas, el dióxido de azufre, el monóxido de carbono y el plomo son agentes químicos; el virus es agente biológico; las ondas electromagnéticas de los celulares son agentes físicos muy perjudiciales para el cerebro que incluso pueden producir cáncer.

∴ CLAVE: E

PROBLEMA 4: ¿Cuál de los siguientes gases es el principal responsable del efecto invernadero?

A) H_2 B) CO C) N_2
D) CO_2 E) NH_3

Resolución: El efecto invernadero es el calentamiento gradual y global del planeta por la acumulación de gases invernaderos como el CO_2 y el CH_4. Estos gases forman en la atmósfera un manto térmico que impide la disipación de la radiación infrarroja. Esta se genera enb la Tierra, por acción de la energía solar, y es percibida como calor.

El efecto invernadero provoca diversos cambios (como los climáticos) en todos los ecosistemas del planeta. El incremento de temperatura en los últimos años se estima entre 0,3 °C a 1,5 °C

∴ CLAVE: D

PROBLEMA 5: Referente a la contaminación ambiental, ¿cuáles de las proposiciones son verdaderas o falsas?

I. La influencia del dióxido de carbono (CO2) sobre la temperatura del ambiente es conocido como efecto invernadero.

II. El metano contribuye en menor proporción con el calentamiento de la Tierra.

III. Los clorofluorcarbonos (CFC) expuestos a los rayos ultravioleta liberan radicales de cloro que destruyen las moléculas de ozono.

A) VVF B) VFV C) VVV
D) FVV E) VFF

Resolución: La destrucción de la capa de ozono es un problema que data de 1974, año en el que se reconoció que el cloro atómico (como radical) proviene de la foto-descomposición de los clorofluorocarbonos (CFC) puede agotar la mcapa de ozno que protege a la superficie de la tierra de la radiación ultravioleta nociva.

CFC : $CFCl_3$(freón – 11), CF_2Cl_2(freón – 12), etc.

Mecanismo : $CF_2Cl_2 \xrightarrow{hv} CF_2Cl\cdot + \underbrace{Cl}_{\text{cloro atómico}}$

Luego : $Cl\cdot + O_3 \rightarrow ClO\cdot + O_2$ (destrucción del ozono)

$ClO\cdot + O\cdot \rightarrow \underbrace{Cl\cdot} + O_2$

El cloro se regenera para luego reaccionar con otras moléculas de ozono.

Analizando las alternativas:

I. Verdadera. II. Verdadera. III. Verdadera.

∴ CLAVE: C

PROBLEMA 6: Respecto al recurso agua, ¿cuáles de las siguientes proposiciones son correctas?

I. El agua nunca se encuentra pura en la naturaleza, debido a la facultad que tiene para disolver o dispersar diferentes sustancias.

II. El agua de lluvia recolectada, en la azotea de su vivienda, en un recipiente esterilizado, es agua pura.

III. La contaminación de las aguas con materia orgánica biodegradable disminuye la concentración de oxígeno disuelto. **ADMISIÓN UNI 2017 - I**

A) Solo I B) Solo II C) Solo III
D) I y III E) I, II y III

Resolución: Analizando las proposiciones:

I. El agua al tener la facultad de ser buen disolvente, dispersa muchas sustancias, por ello no se le encuentra en estado puro en la naturaleza.
La proposición es verdadera.

II. El agua de lluvia, al precipitar, se mezcla con muchos componentes, por consiguiente, no es pura.
La proposición es falsa.

III. Al descomponerse la materia orgánica biodegradable, las bacterias consumen el oxígeno disuelto, disminuyen-do su concentración.
La proposición es verdadera.

∴ CLAVE: C

PROBLEMA 7: Indique la alternativa que contiene las proposiciones verdaderas, respecto a la contaminación del aire.

I. El SO_2 es uno de los responsables de la generación de la lluvia ácida.

II. Una central hidroeléctrica de 10 000 V contamina eol ambiente por la generación de ozono (O_3).

III. Un síntoma de envenenamiento por plomo es la anemia.

A) I B) II C) III
D) I , II y III E) I y II

Resolución: Analicemos cada proposición respecto a la contaminación del aire.

I. El SO_2 es catalizado por partículas sólidas que hay en el aire para formar SO_3. Este se combina con el vapor de agua para formar H_2SO_4 (uno de los componentes de la lluvia ácida).

$$SO_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow SO_{3(g)}$$

$$SO_{3(g)} + H_2O_{(g)} \rightarrow H_2SO_{4(\ )}$$

La proposición es verdadera.

II. Una fuerte descarga eléctrica de elevado voltaje transforma el O_2 en O_3 (gas azulado, tóxico y venenoso) en la tropósfera.

$$3O_{2(g)} \xrightarrow[\text{eléctrica}]{\text{energía}} 2O_{3(g)}$$

La proposición es verdadera.

III. La contaminación con plomo produce daños en el cerebro, convulsiones, anemia (destrucción de los glóbulos rojos), etc.
La proposición es verdadera.

∴ CLAVE: D

PROBLEMA 8: Sobre la contaminación ambiental, indique si las proposiciones son verdaderas (V) o falsas (F).

I. La quema de combustibles fósiles y las erupciones volcánicas producen emiciones de H_2S.
II. El plomo tetraetílico, aditivo de la gasolina, evita la contaminación ambiental.
III. Los compuestos NO_x y SO_2 reaccionan con el agua de las nubes y son los causantes de la lluvia ácida.

A) FVV B) VFV C) FVF
D) VVF E) VVV

Resolución:

I. Los combustibles fósiles, como el petróleo, contiene impurezas tales como el mercaptano (R – HS), sulfatos, ... Por ello, en su combustión se liberan varios gases. La proposición es verdadera.
II. La gasolina de 84 octanos contienen como aditivo antidetonante al plomo tetraetílico, Pb $(C_2H_5)_4$, en el motor de combustión se obtiene plomo que es un contaminante ambiental. La proposición es falsa.
III. Los gases NO_x y SO_2 que emanan de las fundiciones son contaminantes primarios y reaccionan con el agua de las nubes. La proposición es verdadera.

La secuencia correcta es: VFV

∴ CLAVE: D

PROBLEMA 9: Una de las preocupaciones a nivel mundial es el calentamiento global originado por las actividades del hombre. Al respecto señale la alternativa que presenta la secuencia correcta después de determinar si las proposiciones son verdaderas (V) o falsas (F).

I. El calentamiento global es consecuencia del aumento de la temperatura en la atmósfera terrestre.

II. El cambio climático que ocurre en la Tierra está relacionado principalmente al impacto de los gases de efecto invernadero.

III. El término efecto invernadero se refiere a la retención del calor en la atmósfera por parte de una capa de gases en la atmósfera, como por ejemplo el dióxido de carbono, el vapor de agua y metano. **ADMISIÓN UNI 2017 - I**

A) VVV B) VFV C) VFF
D) FFV E) FFF

Resolución: Analizando las proposiciones:

I. A mayor temperatura de la atmósfera del planeta, se origina el calentamiento global.
La proposición es verdadera.

II. Los gases del efecto invernadero incrementan la temperatura de la Tierra.
La proposición es verdadera.

III. El CO_2; CH_4; $H_2O_{(v)}$ retienen el calor de la atmósfera.
La proposición es verdadera.

∴ CLAVE: A

PROBLEMA 10: En relación a los componentes clorofluorocarbonos, indique, ¿cuáles de las siguientes proposiciones son correctas?

I. También se denominan freones, tales como el $CFCl_3$.

II. Son los causantes de la destrucción de la capa de ozono.

III. Son los responsables de la lluvia ácida.

A) Sólo I B) Sólo II C) Sólo III
D) I y II E) II y III

Resolución: Los clorofluorocarbonos (CFC), llamados comercialmente freones, son compuestos inocuos y muy estables usados como propulsores en los aerosoles y refrigerantes.

Estos compuestos son liberados en la atmósfera llegando a la estratósfera en donde ocurre la liberación del cloro.

Luego ocurre la reacción en donde el ozono se consume.

El cloro reacciona con 100000 moléculas de O_3 antes de ser atrapado en un compuesto estable. Por lo tanto, analizando las proposiciones tenemos:

I. Es correcta.
II. Es correcta.
III. Es incorrecta.

∴ CLAVE: D

PROBLEMA 11 Si la energía liberada durante una tormenta eléctrica es capaz de producir rupturas homolíticas en el oxígeno atmosférico y favorecer la formación del ozono (O_3), luego de una tormenta de este tipo, se espera que:

ADMISIÓN UNMSM 2017 - II

A) hya disminuido el número de moléculas de O_2.
B) la energía luminosa se haya transformado en partículas.
C) los gases atmosféricos se hayan licuado.
D) el agujero en la capa de ozono haya aumentado.
E) También se producen cambios nucleares.

Resolución: Sea la formación del ozono (O_3):

1° Reacción : $O_{2(g)} \xrightarrow[\text{Eléctrica}]{\text{Descarga}} O\bullet + \bullet O$

2° Reacción : $O_{2(g)} + \bullet O \rightarrow O_{3(g)}$

Analizando las alternativas:

A) VERDADERO : Las moléculas de $O_{2(g)}$ se consumen al formar $O_{3(g)}$.

B) FALSO : En el proceso químico, la materia se transforma en energía.

C) FALSO : La formación del $O_{3(g)}$ es un fenómeno químico; por tanto no se trata de un cambio físico como la licuación.

D) FALSO : Las descargas eléctricas promueven la formación de más ozono $O_{3(g)}$.

E) FALSO : La formación del $O_{3(g)}$, es un proceso químico.

∴ CLAVE: A

PROBLEMA 12 El contaminante y sus efecto sobre el hombre, animales y plantas se nombran a continuación, indicar la alternativa correcta:

A) Dióxido de azufre : Asfixia, mareo y dolor de cabeza
B) Óxidos de nitrógeno : Lluvia ácida, dificultad e irritación respiratoria
C) Plomo : Alteración del sistema nervioso
D) Ozono : Cáncer a piel y órganos
E) Dióxido de carbono : Formación de smog produce irritación

Resolución: Estos contaminantes gaseosos presentan los siguientes efectos:

- SO_2 : Provoca la irritación de ojos y piel. Lluvia ácida
- NO_X : Formación de smog fotoquímico
- Pb : Venenoso, altera el sistema nervioso
- O_3 : Irritación del tracto respiratorio
- CO_2 : Efecto invernadero

$\therefore$ CLAVE: C

PROBLEMA 13 No es una fuente de contaminación atmosférica:

A) Transporte
B) Industria química
C) Construcción
D) Abonos sintéticos
E) Industria minero metalúrgica

Resolución: Los abonos sintéticos es una fuente de contaminación del suelo y no atmosférica, su uso exagerado produce la muerte de la flora y fauna del suelo, tal es el caso de la urea, nitratos y fósfatos.

$\therefore$ CLAVE: D

PROBLEMA 14 Relacione correctamente las columnas, contaminante atmosférico – fuente de emisión:

I. Dióxido de azufre
II. Dióxido de carbono
III. Material particulado
IV. Plomo

a. Automóviles
b. Construcción (pavimentación)
c. Gasolinas
d. Industria minero metalurgica

A) Ia – IIb – IIIc – IVd B) Ib – IIc – IIId – IVa C) Ic – IId – IIIa – IVb
D) Id – IIa – IIIb – IVc E) Id – IIc – IIIa – IVb

Resolución:

I. El SO_2 tiene como principal fuente de emisión la industria metalúrgica, refinerías y química.

II. La emisión de CO_2 se produce por la combustión de combustible fósiles (hidrocarburos) por el parque automotor, centrales térmicas, etc.

III. La pavimentación de calles y avenidas provoca la eliminación de material particulado (polvo), ya que se produce la remosión de tierra y arena.

IV. La gasolina natural y de bajo octanaje puede ser usado en los automóviles, agregando aditivos como el tetraetilplomo, el cual produce polvo de plomo nocivo al ambiente.

∴ CLAVE: D

PROBLEMA 15 Las características físicas de las aguas residuales que alteran a las fuentes de agua, una de ellas no corresponde:

A) Alta temperatura
B) Turbiedad de sólidos suspendidos
C) Color debido a la presencia de Hierro
D) Olores y gases como H_2S
E) Presencia de ácidos o bases

Resolución: La presencia de materia inorgánica como ácidos y bases hacen que el pH del agua varíe, son características químicas de las aguas residuales que modifican los suministros de agua.

∴ CLAVE: E

PROBLEMA 16 Una de las siguientes alternativas no representa una fuente de contaminación del agua:

A) Relaves mineros
B) Plásticos y vidrios
C) Agua de cola producida en la industria pesquera
D) Aguas domésticas (desagüe)
E) Escorrentías de uso agrícola

Resolución:

- Los relavas mineros no solo producen contaminación química, sino también arrastran turbidez, imposibilitando a las algas y plantas realizar la fotosíntesis, con la consiguiente mortandad.
- Los plásticos y vidrios son contaminantes del suelo, producen impacto sobre la fauna y accidentes.
- En la fabricación de harina de pescado se producen desechos como el agua de cola el cual contiene restos de pescado (sangre y aletas) muchas veces arrojadas al mar o al desagüe.
- Las aguas residuales de alcantarillado son muy ricas en materia orgánica, fuente principal de la contaminación del agua.
- Las acequias de agua o escorrentías llevan consigo muchas partículas en suspensión provocando la turbidez del agua.

∴ CLAVE: B

PROBLEMA 17 Con respecto a la contaminación del suelo su origen y sus efectos marque la alternativa incorrecta:

A) Plásticos : Material no degradable
B) Metales : Óxidos en el suelo
C) Polvo de cemento : Intoxicación de plantas y animales
D) Aceites : Destrucción del suelo
E) Pesticidas : Enfermedades infecciosas

Resolución: Los pesticidas, su uso exagerado provoca la muerte del suelo, contamina la producción agrícola, daña la fauna acuática por filtración y la mayor resistencia de plagas.

Las enfermedades infecciosas son provocadas por aguas servidas (alcantarilla)

∴ CLAVE: E

PROBLEMA 18 De acuerdo a la clasificación en función del medio afectado relacione correctamente:

I. Contaminación sónica — a. Aire
II. Contaminación hídrica — b. Suelo
III. Contaminación del suelo — c. Agua
IV. Contaminación atmosférica — d. Sonido

A) Id – IIc – IIIb – IVa
B) Ic – IId – IIIa – IVb
C) Ib – IIc – IIId – IVa
D) Ia – IIb – IIIc – IVd
E) Id – IIb – IIIc – IVa

Resolución:

I. La contaminación sónica, debido a la presencia de focos productores de altos decibeles, que perturban, desequilibran y destruyen la calma relativa de un determinado lugar.

II. Los contaminantes del agua más importantes son los vertidos de desechos industriales y de aguas servidas.

III. El suelo se contamina principalmente por actividades industriales, vertidos de residuos sólidos, fertilizantes químicos y actividades ganaderas.

IV. Los contaminantes principales son los productos de procesos de combustión (CO_2, SO_2 y NO_X)

∴ CLAVE: A

PROBLEMA 19 Indicar aquel que no represente un caso crítico de contaminación:

A) Efecto invernadero
B) Lluvia ácida
C) Eutroficación
D) Daño a la capa de ozono
E) Radiactividad

Resolución: La contaminación radiactiva es producida por manipulación de sustancias radiactivas y pruebas nucleares; involucra contaminación severa del aire, agua y suelo, siendo sus efectos: Acortamiento de la vida, leucemia, daño de la piel, ojos y contaminación de alimentos.

Debido a que solo algunos pases manipulan grandes cantidades de sustancias radiactivas y poseen armamento de este tipo no es un caso crítico de contaminación.

∴ CLAVE: E

PROBLEMA 20 Las causas y efectos de los casos críticos de contaminación no se fundamentan en:

A) La eutroficación es producida por el uso de pesticidas.
B) El SO_2 y NO_X con vapor de agua forman la lluvia ácida.
C) Los compuestos clorofluorcarbonados dañan la capa de ozono.
D) El hueco en la capa de ozono produce niveles más altos de radiación ultravioleta.
E) La quema de combustible derivados del petróleo aumentan los gases causantes del efecto invernadero como el CO_2, metano y óxido nitroso.

Resolución: La eutroficación es un proceso natural de envejecimiento de mares y lagos por acumulación de materia orgánica que se descompone y se acumula en el fondo; esto no es problema de contaminación del agua, el problema se inicia cuando los nutrientes producidos por el hombre originan una rápida eutroficación que ocasiona el florecimiento de algas y muerte de peces.

∴ CLAVE: A



PROBLEMAS PROPUESTOS

1. En relación a la disminución de la capa de ozono, indique si las proposiciones son verdaderas (V) o falsas (F).
   I. Produce la lluvia ácida.
   II. Ocasiona cáncer a la piel.
   III. Los clorofluorocarbonos afectan la capa de ozono.

   A) FVF B) FVV C) VFF
   D) VFV E) VVF

2. Con respecto a la lluvia ácida, indique si las proposiciones siguientes son verdaderas (V) o falsas (F):
   I. Se debe principalmente a las emisiones de óxidos de azufre y de nitrógeno.
   II. Provocan deterioro en la vegetación y acidificación de suelos, ríos y lagos.
   III. La lluvia ácida puede absorber todas las radiaciones solares de alta energía.

   A) VFF B) VVF C) VVV
   D) FVF E) FFF

3. Los compuestos artificiales conocidos como clorofluorocarbonos (CFC) han sido prohibidos por su acción destructiva sobre la capa de ozono. El principal efecto que trae la perforación de la capa de ozono es:

   A) disminución del oxígeno atmosférico a valores incompatibles con la vida.
   B) posibilidad que el vapor de agua de la atmósfera aumenta incontrolablemente.
   C) incremento de la intensidad de las radiaciones ultravioleta que llegan a la superficie terrestre.
   D) enfriamiento gradual del planeta hasta que toda el agua se congele.
   E) incremento significativo de las horas de luz solar en todo el mundo.

4. Dadas las proposiciones, referidas a los clorofluorocarbonos, señale la alternativa que presenta la secuencia correcta, después de determinar si la proposición es verdadera (V) o falsa (F).
   I. Son potencialmente menos dañinos para la capa de ozono que los hidrofluorocarbonos.
   II. Se fotodisocian para generar átomos de cloro que reaccionan con el ozono.
   III. Se eliminan de la atmósfera con la lluvia o por disolución en los océanos.

   A) VVV B) VFV C) FVV
   D) FVF E) FFF

5. Señale los procesos que son fuente de contaminación del aire:
   I. Producción de cemento.
   II. Una caída de agua que acciona un molino.
   III. Incineración de desechos sólidos.

   A) Sólo I B) Sólo II C) Sólo III
   D) I y III E) II y III

6. Respecto a la corrosión del hierro, indique si las siguientes proposiciones son verdaderas (V) o falsas (F).
   I. La formación de herrumbe en el hierro se considera que es de naturaleza electroquímica.
   II. El hierro siempre se oxida en el agua, a menos que ésta no contenga O_2 disuelto.
   III. Una forma de proteger al hierro es recubrirlo de zinc.

   A) VVV B) VFV C) VFF
   D) FFV E) FFF

7. Dadas las siguientes proposiciones sobre aspectos ambientales:

I. La generación de smog.
II. El calentamiento global de la Tierra.
III. La destrucción de la capa de ozono.

Son fenómenos químicos.

A) Sólo I B) Sólo II C) Sólo III
D) II y III E) I y III

8. Dadas las siguientes proposiciones referidas a los beneficios del tratamiento de los residuos orgánicos.

I. Obtención de energía.
II. Producción de fertilizantes.
III. Evita la producción de smog fotoquímico.

Indique las correctas:

A) Sólo I B) Sólo II C) Sólo III
D) I y II E) I y III

9. Acerca del fenómeno de contaminación ambiental, denominado lluvia ácida, indique verdadero (V) o falso (F), según corresponda:

I. Es producida por la constantes emisión de gases (óxidos de azufre y nitrógeno) por industrias, vehículos, etc.
II. Es conocida como lepra de la piedra, ya que destruye estatuas y edificaciones que contienen carbonatos.
III. Se forma por la unión física de óxidos de azufre y nitrógeno con el aire.

A) VVF B) VFV C) FVV
D) FVF E) FFV

10. Los problemas ambientales, y en general la contaminación, se presenta por la introducción de sustancias dañinas al ecosistema. En la columna izquierda se mencionan 3 problemas ambientales y en la columna derecha 3 posibles contaminantes. Determine la relación correcta problema ambiental – contaminante.

I. Lluvia ácida
II. Efecto invernadero
III. Agujero de la capa de ozono

a. SO_x, NO_x
b. clorofluorocarbonos.
c. CO_2, H_2O

A) I – a; II – b; III – c B) I – b; II – a; III – c
C) I – c; II – a; III – a
D) I – c; II – b; III – a E) I – a; II – c; III – b

11. Las piezas de acero común (como tuercas y pernos) se recubren de una capa delgada de zinc, para su uso industrial. Indique cuáles de las siguientes razones explica la función de esta capa:

I. Permite que el acero tenga una mayor resistencia a la corrosión.
II. El zinc se reduce más fácilmente que en el hierro.
III. el zinc constituye ánodo de sacrificio. $E^{0}_{Zn^{2+}/Zn}$ 0,76

Datos: $E^{0}_{Fe^{2+}/Fe} = -0,44\ V$

A) I y II B) I y III C) II y III
D) Solo II E) Solo III

12. Dadas las siguientes estrategias para reducir la concentración de gases del efecto invernadero:

I. Aumentar la producción energética proveniente de las instalaciones solares.

II. Detener la deforestación en el mundo.

III. Adoptar sistemas de captura y almacenamiento de dióxido de carbono.

Son adecuadas

A) Solo I B) Solo II C) I y II
D) II y III E) I, II y III

13. El reciclaje e materiales es una alternativa que la industria puede aplicar con ventajas económicas. Al respecto, indique cuáles de las siguientes proposiciones son verdaderas:

I. el reciclaje de materiales involucra el uso mayor energía que la utilizada para obtener la misma cantidad de materia prima nueva.

II. el reciclaje de papel permite obtener celulosa.

III. Los desechos orgánicos pueden ser procesados para obtención de gas combustible.

A) I y II B) I y III C) II y III
D) Solo I E) Solo II

14. Marque la alternativa que establezca la correspondencia contaminante - efecto producido.

A) O_3 – efecto invernadero

B) CCl_3F – envenenamiento sanguíneo

C) CO_2 – eutrofización

D) CH_4 – destrucción de la capa de ozono

E) SO_2 – lluvia ácida

15. Con respecto al proceso de potabilización del agua, relacione correctamente ambas columnas

a) floculación b) desinfección
c) captación d) filtración

1) Destrucción de agentes microbianos mediante productos químicos.
2) Separación de la materia en suspensión
3) Aplicación de agentes químicos para sedimentar las sustancias coloidales en suspensión.
4) bombeo de agua desde la fuente hasta la planta de potabilización.

A) a1; b3; c2; d4 B) a3; b4; c1; d2
C) a4; b1 ; c2 ; d3
D) a3; b1; c4; d2 E) a2; b1; c4 ; d3

16. Con respecto a la contaminación ambiental, establezca las relaciones adecuadas.

a. Efecto invernadero
b. Calentamiento global
c. Destrucción de la capa de ozono
d. Radiación solar UV

1. Debido a la quema de combustible y deforestación.
2. Es responsable del cáncer a la piel
3. Fenómeno natural por el cual la tierra retiene parte de la energía solar.
4. Por la presencia de: C_2F_3; CCl_3; CCl_2F_2; $CFCl_3$; CF_2Cl_2

A) a1; b3 ; c2 ; d4 B) a3; b1 ; c4 ; d4
C) a4; b2 ; c3 ; d1
D) a3; b4 ; c1 ; d2 E) a2; b1 ; c4 ; d3

17. Señale los efectos de la lluvia ácida.

I. Acidez en los suelos de cultivo.

II. Corrosión de las infraestructuras metálicas.

III. Endurecimiento de los carbonatos como el mármol.

A) Solo I B) Solo II C) Sólo III
D) I y II E) I, II y III

18. Dadas las siguientes afirmaciones, relacionadas al tema ambiental, señale la correcta.

A) Fenómeno natural es sinónimo de desastre natural.
B) La contaminación siempre es producida por actividades humanas.
C) Los gases de efecto invernadero nos protegen de la radiación ultravioleta.
D) Algunos gases de efecto invernadero son naturales y otros producidos por el hombre.
E) Desarrollo sostenible es un término acuñado por el MINAM.

19. Acerca de la capa de ozono, señale las proposiciones correctas:

I. Se encuentra ubicada en la región de la atmósfera llamada mesósfera.
II. Evita el paso de radiación infrarroja hacia la Tierra.
III. Su destrucción es causada por diferentes compuestos gaseosos llamados clorofluorocarbonos.

A) Sólo I B) Sólo II C) Sólo III
D) I y II E) II y III

20. Respecto al desgaste de la capa de ozono y sus consecuencia, indique verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

I. Es producido principalmente por el cloro que se encuentra en los freones.
II. Genera enfermedades a la piel y ceguera.
III. Su disminución se ha acentuado en zonas polares.

A) FVV B) VVF C) VVV
D) FVF E) VFV

21. Las principales sustancias que generan lluvia ácida son:

A) SO_3 ; CO; H_2O B) O_2 ; H_2O; N_2
C) N_2O_4 ; SO_3 ; H_2O
D) NO_2 ; N_2 ; H_2O E) CO; H_2 ; N_2

22. ¿Cuál de las siguientes especies no es contaminante del agua?

A) Detergentes
B) Mercurio.
C) Microorganismos patógenos.
D) dióxido de carbono.
E) El calor que modifica el ambiente acuático.

23. En relación a la eutroficación de las aguas, indique las proposiciones correctas.

I. Los pantanos de Villa y el Lago Titicaca son muestra de eutroficación cultural.
II. El problema actual, es que al arrojar desechos a los lagos se favorece las condiciones anaeróbicas.
III. La eutroficación natural se origina por la sobrealimentación de las plantas acuáticas por el arrastre de nutrientes solubles en la superficie del lago.

A) Sólo I B) I y III C) I y II
D) Sólo II E) Todas

24. Dadas las siguientes proposiciones:

I. El vapor de agua es considerado un gas del efecto invernadero.
II. La eutroficación es causada por el exceso de fosfatos y nitratos en las aguas.
III. El ozono es generado espontáneamente en la tropósfera.

A) Sólo I B) Sólo II C) Sólo III
D) I y II E) II y III

25. ¿Qué enunciados son correctos respecto a la eutroficación de las aguas?

I. Consiste en el crecimiento excesivo de vegetación en un lago debido a la alta concentración de nutrientes.

II. La eutroficación cultural es un proceso provocado por el hombre mediante los desechos domésticos, agrícolas, etc.

III. En la eutroficación cultural, los lagos tienden a acumular nutrientes por causa del arrastre de nutrientes solubles por las aguas superficiales que luego son incorporados a las plantas provocando su sobrealimentación.

A) Sólo I B) Sólo II C) Sólo III
D) I y III E) I; II y III

26. ¿Cuál de las siguientes fuentes contribuye en mayor grado a la contaminación atmosférica de las ciudades más pobladas?

A) Procesos industriales
B) Quema de combustibles en plantas térmicas
C) Eliminación de desechos sólidos
D) Transporte
E) Incendios urbanos

27. ¿Cuál de las siguientes propiedades del dióxido de carbono (CO_2) hace pensar que el incremento de su concentración en las altas capas de la atmósfera puede producir el "Efecto Invernadero"?

A) Puede condensarse y formar hielo seco.
B) Absorbe las radiaciones infrarrojas emitidas por al Tierra.
C) Reacciona con el agua de las nubes formando ácido carbónico.
D) A las mismas condiciones de presión y temperatura es más denso que el aire.
E) Es la materia prima para la fotosíntesis que ocurre en los vegetales.

28. ¿Que entiende por contaminantes primarios de la atmósfera?

A) Son aquellos contaminantes generados en el medio ambiente por determinadas reacciones químicas con otros contaminantes liberados al medio ambiente y que se acumulan en determinadas zonas geográficas.
B) Son aquellos contaminantes directamente liberados al medio ambiente y que se acumulan en determinadas zonas geográficas.
C) Son aquellos contaminantes indirectamente liberados al medio ambiente y que se acumulan en determinadas zonas geográficas.
D) Son aquellos contaminantes rápidamente generados en el medio ambiente por la liberación de otros contaminantes.
E) N.A.

29. ¿Qué efectos provocaría el efecto invernadero?

I. Aumento de la temperatura de la tierra.

II. Congelamiento parcial de los océanos.

III. Fusión parcial de los hielos polares con la consecuente reducción de áreas costeras.

IV. Formación de ácido carbónico y aumento del pH de los océanos.

A) I y III B) I y II C) I, II, III
D) II y III E) Todas

30. ¿Cuáles son los tres metales pesados que causan mayor preocupación ecológica?

A) Oro, plata y platino
B) Hierro, cobre y zinc
C) Mercurio, cadmio y plomo
D) Oro, hierro y cobre
E) Hierro, cobalto y níquel

31. Completar:
"La lluvia ácida se presenta en áreas industrializadas y se debe en gran parte a la presencia de ...., que se forma al reaccionar ...., un contaminante secundario, con la humedad de la atmósfera".

A) $H_2SO_4 - SO_3$ B) $H_2SO_4 - SO_2$
C) $H_2SO_3 - SO_3$
D) $H_2SO_3 - CO_2$ E) N.A.

32. Señale verdadero o falso según corresponda:
I. La lluvia ácida contribuye al aumento de pH en los mares, lagos y ríos.
II. El aumento de los nutrientes en las aguas de desagüe estancadas es contribución de la lluvia ácida.

A) VV B) FF C) FV
D) No se puede precisar E) VF

33. ¿Qué efecto cree Ud. que no se genera por la contaminación por derrame el petróleo en los mares de la Tierra?

A) Disminuye la cantidad de oxígeno disuelto en el mar debido a que la capa de petróleo encima del agua no permite el contacto aire – agua.
B) Disminuye la cantidad de aves debido a que al cazar peces se les adhiere el petróleo y ya no pueden volar muriendo inexorablemente.
C) Disminuye la cantidad de peces por el envenenamiento por los componentes del petróleo.
D) Mueren sólo los animales que viven en el fondo debido a que el petróleo se deposita en el fondo del mar.
E) Disminuye la incidencia de rayos solares en el fondo del mar con lo que varía la fauna marina. Esto se debe a que el petróleo refleja los rayos solares.

34. Responda verdadero o falso, según corresponda:
I. La disminución de la capa de ozono se origina por reacción de los freones con el O_3.
II. El ozono en la estratósfera, evita que la radiación ultravioleta dañe a los seres vivos.
III. La rápida destrucción de la capa de ozono estaría causando un aumento de cáncer en la piel.
IV. El ozono a concentración elevada es altamente tóxico para la vida a nivel del mar.

A) VVVV B) VVFV C) VFVV
D) FVVV E) FFVV

35. No es una importante fuente de contaminación en el Perú:

A) La Industria Minero Metalúrgica
B) La Industria química y de alimentos
C) Los medios de transporte
D) La radiactividad
E) La Construcción

36. Sobre la contaminación del aire. Indicar lo incorrecto:

A) Provoca la disminución de la calidad de vida de los seres vivos.
B) Los principales efectos de ella es provocar enfermedades y trastornos del metabolismo.
C) Los gases más comunes que emana la industria y contaminan son: SO_2, NO_2, C_XH_Y y CO_2.
D) El Pb, Cl_2, Br_2 y Cadmio: son contaminantes atmosféricos muy peligrosos.
E) El hueco de la capa de ozono es producido por la emisión excesiva de gases de combustión.

37. ¿Qué cree Ud. que es el efecto invernadero?

A) El incremento de la temperatura del medio ambiente por la contaminación con SO_2.
B) La disminución de la temperatura del medio ambiente por la contaminación con CO_2.
C) El aumento de la temperatura del medio ambiente por la contaminación con CO_2.
D) La disminución de la temperatura del medio ambiente por la contaminación son SO_2.
E) El aumento de la temperatura del medio ambiente por la reducción de la capa de ozono.

38. El incremento de óxidos de nitrógeno en la atmósfera provoca un fenómeno de contaminación conocido como:

A) Lluvia ácida
B) Efecto invernadero
C) Eutroficación
D) Smog fotoquímico
E) Destrucción de la capa de ozono

39. El elemento .... es el principal contaminante de los ríos como consecuencia de la metalurgia del Au y Ag.

A) Zn B) Fe C) Ca
D) Mg E) Hg

40. ¿Qué capa de la atmósfera nos protege de la radiación ultravioleta?

A) Tropósfera
B) Ionósfera
C) Mesósfera
D) Estratósfera
E) Litósfera

41. Indique falso o verdadero en relación al plomo, mercurio cadmio y cromo.

I. El plomo es emitido en regular cantidad por los gases de escape de vehículos.
II. El cadmio afecta el esqueleto óseo y produce problemas gastrointestinales.
III. Su presencia en la atmósfera origina la lluvia ácida.
IV. El mercurio es tóxico; ya que, produce perdida del equilibrio, la vista, el oído y las sensaciones táctiles.

A) VVFF B) VFVV C) VVFV
D) FVFV E) FFFF

42. ¿Cuál es el principal efecto dañino que causa el monóxido de carbono (CO) en el organismo humano?

A) Produce alergia y asma bronquial
B) Bloquea el transporte de oxígeno en la sangre.
C) Retarda la digestión de los alimentos lácteos.
D) Incrementa las caries dentales en los niños.
E) Causan severa irritación de los ojos de las personas.

43. Señale verdadero o falso según corresponda:

I. Los gases clorofluorcarbonados en la alta atmósfera se difunden y destruyen la capa protectora de la radicación ultravioleta proveniente del espacio exterior.
II. Los freones son compuestos clorofluorcarbonados.
III. Los clorofluorcarbonados se encuentran en los rociadores o spray para desodorantes, en sistemas de refrigeración, en los ambientadores perfumados.

A) VVV B) VVF C) VFF
D) FVV E) FFV

44. ¿Qué sustancia no esta acompañado de su respectivo efecto contaminante?

A) CO: disminución de oxígeno en la sangre
B) Cl: destrucción de la capa de ozono
C) SO_3: lluvia ácida
D) NO_2: smog fotoquímico
E) CO_2: protector de la radiación infraroja

45. Con respecto a la contaminación. Señale la alternativa incorrecta:

A) Se produce la contaminación del aire cuando sus componentes sufren alteraciones.
B) El plomo y cadmio son contaminantes sólidos del aire producidas por fundiciones, automóviles, industria química, etc.
C) El agua sufre contaminación principalmente por el arrojo de agua calientes y aguas negras.
D) El ruido y la radiactividad son otros tipos de contaminación.
E) El efecto invernadero es debido a la emisión de SO_2 que resulta del uso de combustible fósiles.

46. Señale falso o verdadero según corresponda:

I. Los componentes del mercurio ya sea provenientes de los relaves mineros ingresan al organismo por inhalación vía digestiva o a través de la piel produciendo envenenamiento.
II. Los gases de escapa de los vehículos contienen plomo e interfieren en la producción de glóbulos rojos causando envenenamiento.
III. Los metales residuales: trazas y el hollín (residuo de carbón) provenientes de la industria no contaminan el agua y el suelo.

A) VVV B) VFF C) VFV
D) VVF E) N.A.

47. ¿Qué alternativa cree Ud. que contamina en mayor grado nuestro ambiente?

A) Quema del carbón de piedra.
B) Quema de gasolina de 97 octanos STP.
C) Quema de H_2 como combustible en naves espaciales.
D) Quema de alcohol como combustible.
E) N.A.

48. Señale la alternativa incorrecta:

A) La eutroficación proceso natural de envejecimiento acelerado por el hombre.
B) La contaminación térmica es una forma de contaminación del agua y el suelo.
C) Los insecticidas contaminan el medio ambiente especialmente el suelo.
D) El efecto invernadero ha provocado el aumento de la temperatura en todo el planeta.
E) Para conservar el medio ambiente es necesario disminuir el uso de combustibles fósiles e impulsar el uso de energías alternativas.

49. Respecto a la contaminación señale 3 sustancias que contaminen el aire, agua y suelo respectivamente:

A) SO_2, Cd, insecticida
B) Cl_2, polvo, humedad
C) SO_3, CO_2, CO
D) SO_2, arsenico, insecticida
E) SO_2, aguas negras, plomo

50. Con respecto a los contaminación del suelo indicar lo correcto:

A) El polvo del cemento provoca enfermedades infecciosas.
B) Los plásticos se degradan en poco tiempo.
C) Los aceites lubricantes provocan la destrucción del suelo.
D) El vidrio es arrojado a los rellenos sanitarios.
E) Solo se recicla el papel y los plásticos.





OBJETIVOS

- Conocer las nuevas tecnologías que se desarrollan en la actualidad.
- Conocer los nuevos materiales creados a partir de la aplicación de la química, así como su uso en beneficio de la sociedad actual.
- Conocer las formas de solución de la contaminación ambiental.

EVOLUCIÓN DE LA QUÍMICA EN EL SIGLO XX, se puede destacar:

El Laboratorio Cavendish en Cambridge, fundado en el siglo XIX, hizo época no sólo por la relevancia de sus investigaciones fundamentales para la determinación de la estructura atómica, sino por la excelencia mostrada por sus directores científicos, Joseph Thomson (1856 – 1940) y Ernest Rutherford (1872 – 1937), que lograron con su liderazgo la reproducción de los valores de la producción científica.

Rutherford en diciembre de 1913 expone la hipótesis de que la carga nuclear es una constante fundamental que determina las propiedades químicas del átomo. Esta conjetura fue plenamente confirmada por su discípulo H. Moseley (1887 – 1915), quien demuestra experimentalmente la existencia en el átomo de una magnitud fundamental que se incrementa en una unidad al pasar al elemento siguiente en la Tabla Periódica.


Rutherford

En las primeras décadas del siglo el Laboratorio "Kaiser Guillermo" de Berlín se erigió en modelo de institución investigativa y en el período de la Primera Guerra Mundial contó con la asistencia de los más célebres científicos alemanes vinculados a proyectos de desarrollo de nuevas armas. Fritz Haber, notable químico alemán jugó el triste papel de introductor del arma química en los campos de batalla.

Los logros publicables que obtenían los laboratorios nucleares de Dubna, en la ex - Unión Soviética, Darmstad en Alemania, y Berkeley de los Estados Unidos eran sometidos a encendidas polémicas sobre prioridad, como es el caso del descubrimiento (acaso sería mejor decir "la fabricación" en los aceleradores lineales) de los elementos transférmicos que ocupan una posición en la tabla periódica posterior al elemento número 100.

Frederick Soddy, uno de los primeros y más sobresalientes radioquímicos, premio Nobel en 1921, al pretender ubicar el creciente número de productos de la desintegración radioactiva en la Tabla Periódica colocó los elementos que mostraban propiedades químicas idénticas en la misma posición aunque presentaran diferentes masas atómicas. Al hacerlo estaba ignorando la ley de Mendeleev y modificando el propio concepto de elemento químico. Ahora surgía una nueva categoría para los átomos, el concepto de isótopos (del griego iso: único, topo: lugar). Poco después, el descubrimiento de Moseley apoyaría su decisión, al demostrar que la propiedad fundamental determinante de las propiedades químicas y de la propia identidad de los átomos era la carga nuclear.

NUEVAS TECNOLOGÍAS

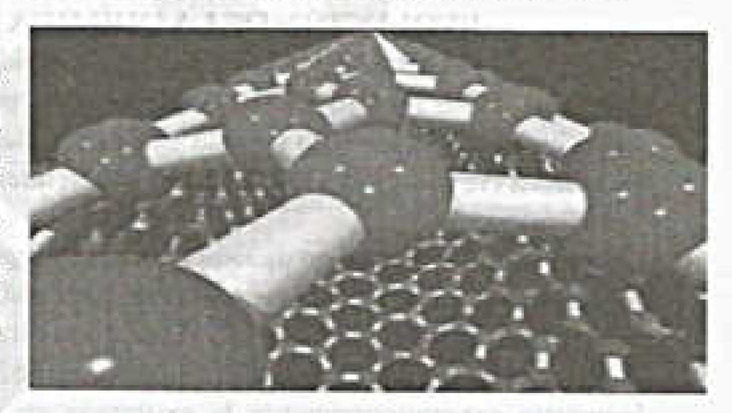
1. NANOTECNOLOGÍA

CONCEPTO

La nanotecnología es el estudio, diseño, creación, síntesis, manipulación y aplicación de materiales, aparatos y sistemas funcionales a través del control de la materia a nano escala, y la explotación de fenómenos y propiedades de la materia a nano escala.

Cuando se manipula la materia a la escala tan minúscula de átomos y moléculas, demuestra fenómenos y propiedades totalmente nuevas. Por lo tanto, científicos utilizan la nanotecnología para crear materiales, aparatos y sistemas novedosos y poco costosos con propiedades únicas

Interesa, más que su concepto, lo que representa potencialmente dentro del conjunto de investigaciones y aplicaciones actuales cuyo propósito es crear nuevas estructuras y productos que tendrían un gran impacto en la industria, la medicina (nanomedicina), etc..



La nanociencia está unida en gran medida desde la década de los 80 con Drexler y sus aportaciones a la "nanotecnología molecular", esto es, la construcción de nanomáquinas hechas de átomos y que son capaces de construir ellas mismas otros componentes moleculares. Desde entonces Eric Drexler (personal webpage), se le considera uno de los mayores visionarios sobre este tema. Ya en 1986, en su libro "Engines of creation" introdujo las promesas y peligros de la manipulación molecular. Actualmente preside el Foresight Institute.

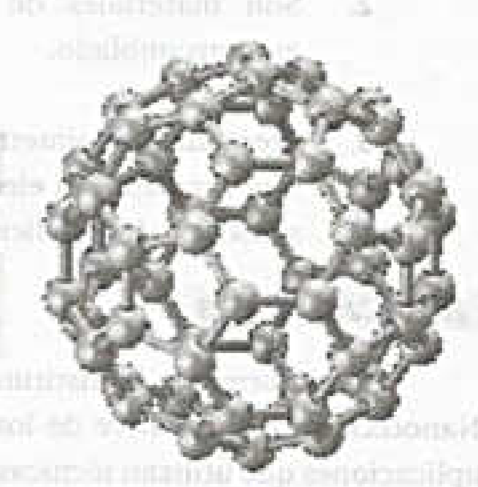
El padre de la "nanociencia", es considerado Richard Feynman, premio Nóbel de Física, quién en 1959 propuso fabricar productos en base a un reordenamiento de átomos y moléculas. En 1959, el gran físico escribió un artículo que analizaba cómo los ordenadores trabajando con átomos individuales podrían consumir poquísima energía y conseguir velocidades asombrosas.

Supondrá numerosos avances para muchas industrias y nuevos materiales con propiedades extraordinarias (desarrollar materiales más fuertes que el acero pero con solamente diez por ciento el peso), nuevas aplicaciones informáticas con componentes increíblemente más rápidos o sensores moleculares capaces de detectar y destruir células cancerígenas en las partes más delicadas del cuerpo humano como el cerebro, entre otras muchas aplicaciones.

NANOTUBOS DE CARBONO

Los Nanotubos de Carbono fueron descubiertos en Japón por S. Iijima en 1991, publicado en la revista Nature 354, 56 (1991), durante los trabajos de investigación sobre fullerenos. El gran impacto de los materiales nanoestructurados es debido a que su gran superficie mejora sus propiedades y abre caminos a una amplia diversidad de nuevas aplicaciones. Por eso, han atraído y están atrayendo un considerable interés como constituyentes de nuevos materiales y dispositivos nanoscópicos.

Los nanotubos de carbono (CNTs) están constituidos por redes hexagonales de carbono curvadas y cerradas, formando tubos de carbono nanométricos con una serie de propiedades fascinantes que fundamentan el interés que han despertado en numerosas aplicaciones tecnológicas. Son sistemas ligeros, huecos y porosos que tienen alta resistencia mecánica, y por tanto, interesantes para el reforzamiento estructural de materiales y formación de composites de bajo peso, alta resistencia a la tracción y enorme elasticidad.



Fullerenos

Electrónicamente, se ha comprobado que los nanotubos se comportan como hilos cuánticos ideales monodimensionales con comportamiento aislante, semiconductor o metálico dependiendo de los parámetros geométricos de los tubos. Otra más de sus interesantes propiedades es su alta capacidad de emisión de electrones. En este campo, su interés radica en que sean capaces de emitir electrones a 0.11 eV de energía mientras que los mejores emisores de electrones utilizados en la actualidad emiten en un rango entre 0.6 y 0.3 eV. Además del estrecho rango de emisión de energía, los CNTs presentan otras ventajas respecto a los cristales líquidos utilizados en las pantallas planas como: amplio ángulo de visión, capacidad de trabajar en condiciones extremas de temperatura y brillo suficiente para poder ver las imágenes a la luz del sol.

Otra de sus aplicaciones como emisores de electrones es su utilización en la fabricación de fuentes de electrones para microscopios eléctrónicos. En el campo de la energía, los CNTs pueden ser usados para la preparación de electrodos para supercondensadores y baterías de litio, para el almacenamiento de hidrógeno y como soporte de catalizadores de platino en pilas de combustible. En aplicaciones biomédicas están siendo utilizados en sistemas de reconocimiento molecular, como biosensores y para la fabricación de músculos artificiales. Otra de las aplicaciones de los CNTs son para la producción de materiales de alto valor añadido, con propiedades estructurales y funcionales mejoradas.

ASPECTOS INNOVADORES

El aspecto innovador de los materiales carbonosos de escala nanométrica, fullerenos y nanotubos, reside en que reúnen las siguientes propiedades:

1. Habilidad para trabajar a escala molecular, átomo a átomo. Esto permite crear grandes estructuras con fundamentalmente nueva organización molecular.

2. Son materiales de "base", utilizados para la síntesis de nanoestructuras vía autoensamblado.

3. Propiedades y simetría únicas que determinan sus potenciales aplicaciones en campos que van desde la electrónica, formación de composites, almacenamiento de energía, sensores o biomedicina.

APLICACIONES

Un informe de la Institute of Nanotechnology (iniciativa británica parecida a la National Nanotechnology Initiative de los Estados Unidos) sobre la Nanotecnología hace un balance de aplicaciones que utilizan técnicas de la nanotecnología y que ya están disponibles para el consumo o están a punto de lanzarse al mercado.

1. Nuevos sensores para aplicaciones en la medicina, en el control medioambiental y en la fabricación de productos químicos y farmaceuticos.

2. Mejores técnicas fotovoltaicas para fuentes de energía renovable

3. Materiales más ligeros y más fuertes para la defensa, las industrias aeronaútica y automóvil y aplicaciones médicas

4. Envolturas "inteligentes" para el mercado de alimentos, que dan a los productos una aparencia de alimento fresco y de calidad

5. Tecnologías visuales que permiten pantallas mejores, más ligeras, finas y flexibles

6. Las llamadas técnicas de diagnóstica "Lab-on-a-chip" (literalmente "Laboratorio-en-un-micro(nano)chip"

7. Cremas de protección solar con nanopartículas que absorben los rayos UV.

8. Gafas y lentes con capas totalmente resistentes e imposibles de rayar

Y aparatos tan diversos y comúnes como impresoras, tocadores de CDs, airbags etc., cuya versiones más modernas contienen componentes logrados a través de la nanotecnología

PROPIEDADES

* Tienen un diámetro de unos pocos nanómetros
* Su largo puede alcanzar varios milímetros
* Relación longitud/ancho tremendamente alta y hasta ahora sin precedentes
* Unión entre los enlaces de carbono más intensa que la del diamante
* Pueden ser doblados bastante sin romperse
* Dependiendo de la forma en que se enrolle, el nanotubo puede ser un semiconductor o un metal.
* Resistencia a la tracción de45 mil millones de pascales (10 a 100 veces más fuerte que el acero)
* Densidad de 1.33 a 1.40 g/cm^3 (la mitad de la del aluminio)
* Trasmisión de calor estimada en 6,000 vatios por metro por kelvin (casi el doble que la del diamante)
* Transporte de corriente estimado de mil millones de amperes por centímetro cuadrado (1000 veces el del cobre)
* Soportan temperaturas de hasta 408°C sin derretirse

2. BIOTECNOLOGÍA

CONCEPTO



Biotecnología



Genómica

En estos momentos es una promesa con grandes proyecciones científicas y comerciales



La biotecnología es una ciencia que involucra varias disciplinas y ciencias (biología, bioquímica, genética, virología, agronomía, ingeniería, química, medicina y veterinaria entre otras).

Hay muchas definiciones para describir la biotecnología. En términos generales biotecnología es el uso de organismos vivos o de compuestos obtenidos de organismos vivos para obtener productos de valor para el hombre. Como tal, la biotecnología ha sido utilizada por el hombre desde los comienzos de la historia en actividades tales como la preparación del pan y de bebidas alcohólicas o el mejoramiento de cultivos y de animales domésticos. Históricamente, biotecnología implicaba el uso de organismos para realizar una tarea o función. Si se acepta esta definición, la biotecnología ha estado presente por mucho tiempo. Procesos como la producción de cerveza, vino, queso y yogurt implican el uso de bacterias o levaduras con el fin de convertir un producto natural como leche o jugo de uvas, en un producto de fermentación más apetecible como el yogurt o el vino Tradicionalmente la biotecnología tiene muchas aplicaciones. Un ejemplo sencillo es el compostaje, el cual aumenta la fertilidad del suelo permitiendo que microorganismos del suelo descompongan residuos orgánicos. Otras aplicaciones incluyen la producción y uso de vacunas para prevenir enfermedades humanas y animales. En la industria alimenticia, la producción de vino y de cerveza se encuentra entre los muchos usos prácticos de la biotecnología.

La biotecnología moderna está compuesta por una variedad de técnicas derivadas de la investigación en biología celular y molecular, las cuales pueden ser utilizadas en cualquier industria que utilice microorganismos o células vegetales y animales. Esta tecnología permite la transformación de la agricultura. También tiene importancia para otras industrias basadas en el carbono, como energía, productos químicos y farmacéuticos y manejo de residuos o desechos. Tiene un enorme impacto potencial, porque la investigación en ciencias biológicas está efectuando avances vertiginosos y los resultados no solamente afectan una amplitud de sectores sino que también facilitan enlace entre ellos. Por ejemplo, resultados exitosos en fermentaciones de desechos agrícolas, podrían afectar tanto la economía del sector energético como la de agroindustria y adicionalmente ejercer un efecto ambiental favorable.

Una definición más exacta y específica de la biotecnología "moderna" es "la aplicación comercial de organismos vivos o sus productos, la cual involucra la manipulación deliberada de sus moléculas de DNA. Esta definición implica una serie de desarrollos en técnicas de laboratorio que, durante las últimas décadas, han sido responsables del tremendo interés científico y comercial en biotecnología, la creación de nuevas empresas y la reorientación de investigaciones y de inversiones en compañías ya establecidas y en Universidades.

La biotecnología consiste en un gradiente de tecnologías que van desde las técnicas de la biotecnología "tradicional", largamente establecidas y ampliamente conocidas y utilizadas (e.g., fermentación de alimentos, control biológico), hasta la biotecnología moderna, basada en la utilización de las nuevas técnicas del DNA recombinante (llamadas de ingeniería genética), los anticuerpos monoclonales y los nuevos métodos de cultivo de células y tejidos.

APLICACIONES DE LA BIOTECNOLOGÍA EN LA ACTUALIDAD

La biotecnología se aplica actualmente en sectores tan diversos como la Salud Animal y humana, Agroalimentación, Suministros industriales, Producción de energía y Protección del medio ambiente.

El desarrollo a la biotecnología aplicada a la sanidad humana ha sido el más rápido, tanto en l campo de la terapéutica, como en le diagnóstico de enfermedades. Desde que en 1978 se demostró que mediante la modificación genética de E. coli se puede obtener grandes cantidades de insulina humana, se han probado más de cincuenta fármacos o vacunas de origen recombinante y hay en fase avanzada de estudio o pendiente de su aprobación, más de un centenar de productos.

Dentro de los suministros industriales, el desarrollo de las técnicas de fermentación, la utilización y diseño de nuevos biorreactores, conjuntamente con las técnicas de ingeniería genética, han permitido la obtención de productos de gran interés económico para la industria alimentaria, química y farmaceútica, cuya preparación por síntesis química es más costoso y menos limpia desde el punto de vista mediambiental.

Los principales productos en el mercado son antibióticos y péptidos de interés terapeútico, aditivos alimentarios (aromas, saborizantes, colorantes, aminoácidos esenciales, etc.).

LA BIOTECNOLOGÍA VEGETAL

La biotecnología vegetal es una extensión de la tradición de modificar las plantas, con una diferencia muy importante: la biotecnología vegetal permite la transferencia de una mayor variedad de información genética de una manera más precisa y controlada.

Al contrario de la manera tradicional de modificar las plantas que incluía el cruce incontrolado de cientos o miles de genes, la biotecnología vegetal permite la transferencia selectiva de un gen o unos pocos genes deseables. Con su mayor precisión, esta técnica permite que los mejoradores puedan desarrollar variedades con caracteres específicos deseables y sin incorporar aquellos que no lo son.

Muchos de estos caracteres desarrollados en las nuevas variedades defienden a las plantas de insectos, enfermedades y malas hierbas que pueden devastar el cultivo. Otros incorporan mejoras de calidad, tales como frutas y legumbres más sabrosas; ventajas para su procesado (por ejemplo tomates con un contenido mayor de sólidos); y aumento del valor nutritivo (semillas oleaginosas que producen aceites con un contenido menor de grasas saturadas).

Estas mejoras en los cultivos pueden contribuir a producir una abundante y saludable oferta de alimentos y proteger nuestro medio ambiente para las futuras generaciones. En la base de las nuevas biotecnologías desarrolladas están las técnicas de aislamiento de células, tejidos y órganos de plantas y el crecimiento de estos bajo condiciones controladas (in vitro). Existe un rango considerable de técnicas disponibles que varían ampliamente en sofisticación y en el tiempo necesario para producir resultados útiles.

El desarrollo más crucial para la biotecnología fue el descubrimiento de que una secuencia de DNA (gen) insertado en una bacteria induce la producción de la proteína adecuada. Esto amplió las posibilidades de la recombinación y la transferencia de genes, con implicaciones a largo plazo para la agricultura a través de la manipulación genética de microorganismos, plantas y animales.

LOS PROBIÓTICOS

El término "probiótico" proviene del griego y significa "a favor de la vida". Se trata de microbios vivos que se agregan a los alimentos porque se cree que son beneficiosos para nuestra salud. En particular, los probióticos promueven el balance de la flora microbiana, inhibiendo el crecimiento de microbios patógenos y protegiéndonos de las enfermedades gastrointestinales, como las diarreas provocadas por rotavirus y bacterias. Además, se cree que mejoran el estado general de nuestro sistema inmune, ayudando al organismo a combatir enfermedades inflamatorias, alérgicas y respiratorias. Las bacterias más usadas como probióticos son los "lactobacilos" y las "bifidobacterias". Se las encuentra agregadas a ciertos yogures, leches fermentadas y quesos, y su presencia está indicada con diferentes denominaciones, como "bio", "vita", etc. Sin embargo, actualmente se están buscando otros alimentos más duraderos que también sirvan como vehículos de estas bacterias benéficas, como carnes y vegetales fermentados. En este sentido, un equipo de científicos italianos acaba de descubrir que las bacterias probióticas podrían crecer sobre las aceitunas y de esta manera ser administradas a las personas.

LOS PLÁSTICOS BIODEGRADABLES

Casi todo lo que compramos viene envasado en plástico. Estos envases protegen al producto, son baratos y parecen durar indefinidamente. Pero nada es perfecto: su durabilidad es un problema serio para el ambiente. Es por eso que se están desarrollando plásticos biodegradables, es decir, que pueden ser transformados en sustancias simples por la acción de organismos vivos, y ser así eliminados del medio ambiente. Los plásticos biodegradables pueden producirse a partir de almidón, un polímero natural fabricado por las plantas. Los cereales y los tubérculos tienen mucho almidón. Éste puede ser convertido en plástico, pero resulta blando y deformable, limitando su uso. La otra opción es extraer el almidón del maíz o de la papa y luego transformarlo en una molécula pequeña, el ácido láctico, por acción de microorganismos. El ácido láctico después es tratado químicamente para formar polímeros, los que se unen entre sí para dar lugar al plástico llamado PLA (poliláctido). El PLA sirve para hacer macetas que se pueden enterrar, pañales descartables, hilos para sutura y cápsulas de remedios. Otra alternativa es usar bacterias que fabrican gránulos de un plástico llamado polihidroxialcanoato (PHA). Las bacterias pueden crecer en cultivo y el plástico ser extraído fácilmente. Los científicos ahora identificaron los genes bacterianos que llevan la información para fabricar el PHA y los transfirieron al maíz, para poder más adelante fabricarlo a partir de este cultivo.

3. PILAS DE COMBUSTIBLE

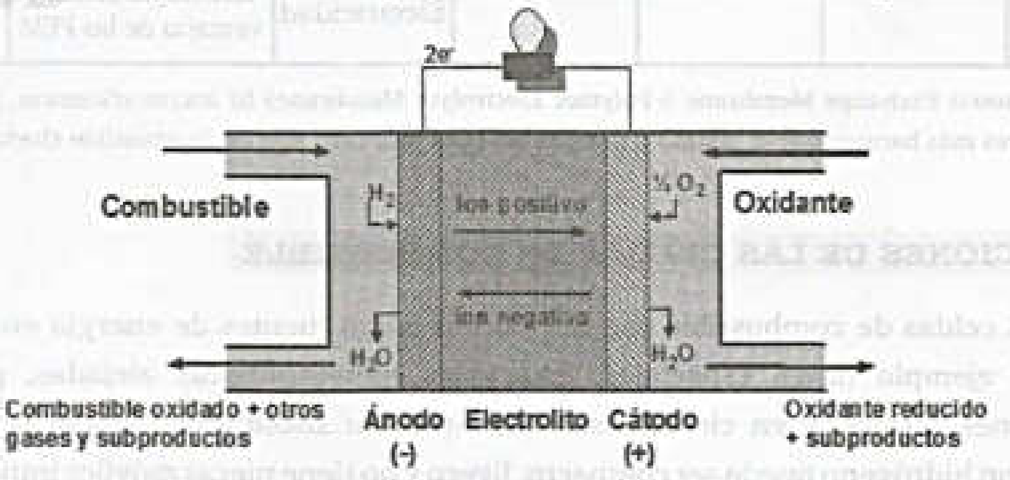
Una pila de combustible, también llamada célula o celda de combustible es un dispositivo electroquímico de conversión de energía similar a una batería, pero se diferencia de esta última en que está diseñada para permitir el reabastecimiento continuo de los reactivos consumidos; es decir, produce electricidad de una fuente externa de combustible y de oxígeno en contraposición a la capacidad limitada de almacenamiento de energía que posee una batería. Además, los electrodos en una batería reaccionan y cambian según cómo esté de cargada o descargada; en cambio, en una celda de combustible los electrodos son catalíticos y relativamente estables.

En una pila de combustible, el "combustible" se convierte directamente en energía eléctrica a través de una reacción electroquímica, sin mediar proceso alguno de "combustión", y la eficiencia llega a alcanzar valores de hasta un 70%. El dispositivo es conceptualmente muy simple; una celda de combustible individual está formada por dos electrodos separados por un electrolito que permite el paso de iones pero no de electrones. En el electrodo negativo tiene lugar la oxidación del combustible (normalmente H_2 aunque puede ser también metanol u otros) y en el positivo la reducción del oxígeno del aire. Las reacciones que tienen lugar son las que se indican a continuación.

Los iones (H^+ en este caso) migran a través del electrolito mientras que los electrones (e-) circulan a través del circuito externo (el motor eléctrico de nuestro coche). Una de estas celdas individuales genera un voltaje cercano a un voltio; para las aplicaciones que requieren mayor voltaje y alta potencia se apilan en serie el número necesario de estas celdas que forman la pila de combustible propiamente dicha

ESQUEMA DE ESTRUCTURA Y FUNCIONAMIENTO DE UNA PILA DE COMBUSTIBLE

El hidrógeno fluye hacia el ánodo donde el catalizador como el platino facilita tu conversión en electrones y protones (H^+). Estos atraviesan la membrana electrolítica para comnarse con el oxígeno y los electrones en el lado del cátodo (una reacción catalizada también por el platino). Los electrones, que no pueden atravesar la membrana de electrolito, fluyen del ánodo al cátodo a través de un circuito esterno y alimentan nuestros dispositivos eléctricos. Para aplicaciones de potencia se apilan muchas de estas celdas para formar la pila de combustible, cuyo voltaje aumenta en proporción al número de celdas apiladas.



PRINCIPALES TIPOS DE PILAS DE COMBUSTIBLE

Tipo y Siglas en inglés	Electrolito	Temperatura	Combustible	Aplicaciones	Ventajas	Desventajas
Poliméricas (PEM[a])	Nafion	60 - 100ºC	H_2	Transporte equipos portátiles Electricidad	Baja temperatura arranque rápido electrolito sólido (reduce corrosión, fugas, etc).	Baja temperatura catalizador caro (Pt) y H_2 Puro
Alcalinas (AFC)	$KOH_{(ac.)}$	90 - 100ºC	H_2	Militares Espaciales	Mejor prestación de corriente debido a su rápida reacción catódica	Requiere eliminar el CO_2 de aire y combustible
De ácido fosfórico (PAFC)	H_3PO_4	175 - 200ºC	H_2	Electricidad	Eficiencia de hasta 85% (con cogeneración de calor y electricidad). Uso de H_2 impuro	Catalizador de Pt, bajas corrientes y potencias. Peso y tamaño elevados
De carbonato fundido (MCFC)	Carbonatos Li, Na, K	600 - 1000ºC	H_2	Electricidad	Ventajas derivadas de temperaturas altas. [b]	Las altas temperaturas aumentan corrosión y ruptura de componentes
De óxido sólido (SOFC)	$(Zr, Y)O_2$	800 - 1000ºC	H_2	Electricidad	Ventajas derivadas de temperaturas altas.[b] El electrolito sólido reduce corrosión, fugas, etc.	Las altas temperaturas facilitan la ruptura de componentes
Conversión Directa del metanol (DMFC)	Nafion	60 - 100 ºC	CH_3OH	Transporte equipos portátiles Electricidad	Combustible líquido, más cercano a la tecnología actual y ventajas de las PEM	

a) PEM (Proton Exchange Membrane o Polymer Electrolyte Membrane) b) mayor eficiencia, posibilidad de usar catalizadores más baratos que el platino y flexibilidad para usar otro tipo de combustible (incluso hidrocarburos).

APLICACIONES DE LAS CELDAS DE COMBUSTIBLE

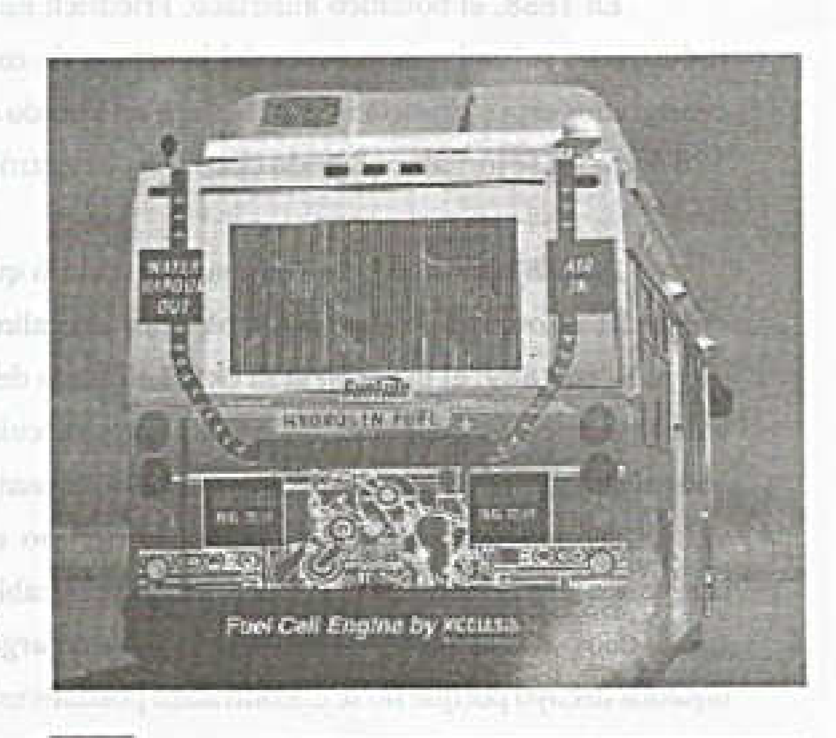
Las celdas de combustible son muy útiles como fuentes de energía en lugares remotos, como por ejemplo naves espaciales, estaciones meteorológicas alejadas, parques grandes, localizaciones rurales, y en ciertos usos militares. Un sistema con celda de combustible que funciona con hidrógeno puede ser compacto, ligero y no tiene piezas móviles importantes.

Aplicaciones de cogeneración (uso combinado de calor y electricidad) para viviendas, edificios de oficinas y fábricas. Este tipo de sistema genera energía eléctrica de manera constante (vendiendo el exceso de energía a la red cuando no se consume), y al mismo tiempo produce aire y agua caliente gracias al calor que desprende. Las celdas de combustible de Ácido fosfórico (PAFC Phosphoric-Acid Fuel Cells) abarcan el segmento más grande de aplicaciones de cogeneración en todo el mundo y pueden proporcionar eficacias combinadas cercanas al 80% (45-50% eléctrico + el resto como térmica). El mayor fabricante de células de combustible de PAFC es UTC Power, una división de United Technologies Corporation. También se utilizan celdas de combustible de carbonato Fundido (MCFC Molten Carbonate Fuel Cell) con fines idénticos, y existen prototipos de celdas de óxido sólido (SOFC Solid-Oxide Fuel Cell).

Los sistemas electrolizadores no almacenan el combustible en sí mismos, por lo que necesitan de unidades de batería externas, lo que supone un problema serio para áreas rurales. En este caso, las baterías tienen que ser de gran tamaño para satisfacer la demanda del almacenaje, pero aun así esto supone un ahorro con respecto a los dispositivos eléctricos convencionales.

Existe un programa experimental en Stuart Island en el estado de Washington, donde la compañía Stuart Island Energy Initiative ha construido un sistema completo en el cual los paneles solares generan la corriente para hacer funcionar varios electrolizadores que producen hidrógeno. Dicho hidrógeno se almacena en un tanque de 1900 litros, a una presión de 10 a 80 bar. Este combustible finalmente se utiliza para hacer funcionar

Las pilas de combustible alimentadas por hidrógeno son silenciosas y, además de electricidad y calor, sólo producen agua como residuo. El cambio paulatino de coches con motores de combustión interna por coches de motor eléctrico alimentados por pilas de combustible hará por tanto de nuestras ciudades lugares más saludables y silenciosos. Aunque estos vehículos eléctricos todavía no son rentables, en todos los países industrializados se están llevando a cabo esfuerzos de financiación de proyectos de demostración como por ejemplo en autobuses no contaminantes.



MATERIALES MODERNOS

1. CRISTALES LÍQUIDOS

CONCEPTO

Los cristales líquidos son sustancias que comparten características de los líquidos y los sólidos. En un líquido, todas las moléculas pululan de forma desordenada y sin una posición fija. Por otra parte, en un sólido las moléculas se encuentran pegadas unas a otras de forma rígida, pero siguiendo algún patrón en el que se encuentran ordenadas.

Los cristales líquidos son sustancias que comparten características de los líquidos y los sólidos.El término 'cristal' se refiere a materiales que tienen esa clase de estructura ordenada, pero en un cristal líquido, como en un líquido normal, la posición de las moléculas no es precisamente muy ordenada. Así pues, lo que lo hace diferente a un líquido ordinario, es la forma alargada y delgada de sus moléculas. Aunque la posición de las moléculas sea aleatoria, su orientación puede ser alineada unas con otras en un patrón. Eso es lo que crea la estructura ordenada, como en los sólidos, de un cristal líquido.

Según como se ordenen dichas moléculas, se pueden clasificar tres tipos de cristales líquidos: nemáticos, esméticos y colestéricos. La mayoría de éstos responden fácilmente a los campos eléctricos y así exhiben distintas propiedades ópticas según la presencia o ausencia del campo.

HISTORIA DE LOS CRISTALES LÍQUIDOS

En 1888, el botánico austriaco, Friedrich Reinitzer, durante sus investigaciones con fines industriales sobre las reacciones del benzoato de colesteril, se dio cuenta de que a 145,5 grados centígrados esta sustancia no cambiaba a un líquido claro, sino a un fluido turbio. Y al calentarlo a 178,5 grados se tornaba a líquido claro. Así demostró que esta sustancia tenía dos puntos de fusión.

En 1889 el físico Otto Lehmann descubrió que, en la fase opaca, el benzoato de colesteril presentaba zonas de estructura molecular cristalina. Los denominó cristales líquidos. Un año después, en 1889, el físico alemán Otto Lehmann descubrió que, en la fase opaca, el benzoato de colesteril presentaba zonas de estructura molecular cristalina. Fue éste quien los denominó "cristales líquidos". Posteriormente, en 1904, la compañía Merck ofreció a Lehmann las primeras sustancias con propiedades de líquido cristalino en alta pureza. En los años 20 ya estaban aceptados en la comunidad científica y se establecieron los tres tipos de cristales líquidos (nemáticos, esmécticos y colestéricos). Sin embargo, en los años 30 el interés por los cristales líquidos decayó porque no se encontraban posibles usos tecnológicos para estas sustancias.

En los 60 la atracción por los cristales líquidos vuelve a surgir y comienzan a emplearse como indicador de la temperatura, en termografía y medicina, para más tarde utilizarse también en moda y cosmética. Así, en 1968, Merck inicia las investigaciones en cristales líquidos para comprobar su aplicación técnica en monitores. En 1976, la compañía comenzó a patentar diferentes mezclas de cristales líquidos, y en 1980 desarrolló el VIP Display, el 'panel independiente de visión', las bases de todas las matrices activas de las pantallas planas LCD.

En 1995- Merck e Hitachi cooperaron en el desarrollo de una nueva tecnología para monitores LCD basada en una patente archivada en 1990 en Alemania, que fue comprada por Merck en el año 1994.

En 2003, Merck ganó el Premio Alemán del Futuro por la tecnología de Cristales Líquidos que hizo posible las televisiones de pantalla plana.

Merck asumió el negocio de nemáticos de Hoffmann- La Roche Ltd en 1996. Un año después, desarrolló junto con Fujitsu un monitor de vídeo LCD basado en la tecnología de Alineación Vertical (VA). En 2003, Merck ganó el Premio Alemán del Futuro por la tecnología de Cristales Líquidos que hizo posible las televisiones de pantalla plana. En 2008, se cumplieron 40 años desde que Merck creara un departamento específico para investigar los cristales líquidos y 100 desde que los empezó a apoyar.

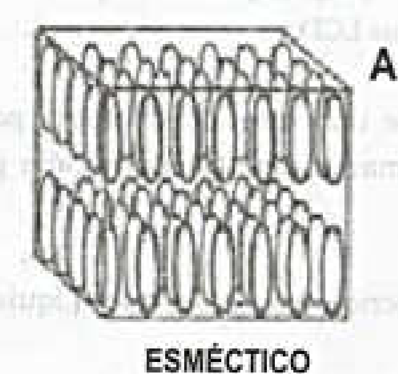
CLASIFICACIÓN DE LOS CRISTALES LÍQUIDOS

Hay tres clases de cristales líquidos: los esmécticos, los nemáticos y los colestéricos. El arreglo de las moléculas en un sólido cristalino es ordenado en las tres dimensiones. Las moléculas tienen una posición fija y sólo pueden vibrar. Los cristales líquidos esmécticos son los que más se parecen a los cristales sólidos. En los esmécticos, las moléculas se alinean como soldados que desfilan, y forman capas. Dentro de las capas, las moléculas pueden estar perpendiculares al plano de la capa o ligeramente inclinadas. El arreglo de las moléculas en un cristal líquido esméctico es ordenado en dos dimensiones. Las moléculas se pueden mover respecto de una capa, de lado a lado o del frente hacia atrás y pueden girar. Las capas se mueven unas respecto de las otras. Las moléculas no pueden pasar de una capa a otra, ni pueden rotar.

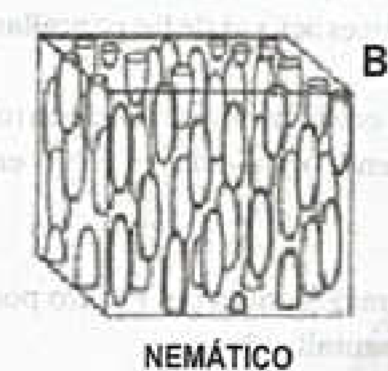
Los cristales líquidos nemáticos son moléculas polarizables con forma de bastón de alrededor de 20 angstroms (10^{-9} metros) de longitud. En ellos, las moléculas están paralelas pero no forman capas. Pueden girar, pero no tiene rotación. La disposición de las moléculas sólo es ordenada en una dirección. Las moléculas se pueden mover en las tres direcciones. Esta clase de cristales son los que más se asemejan a los líquidos. Podría hacerse una analogía con una gran cantidad de escarbadientes puesta en una caja rectangular y sometida a agitación. Al abrir la caja, todos los escarbadientes estarán orientados en la misma dirección pero no mostrarán una organización especial definida. Podrán moverse libremente, pero lo más probable es que estén alineados en la misma dirección. Este es un modelo muy simple del tipo de cristales líquidos llamados nemáticos.

Los cristales líquidos colestéricos están formados por capas, aunque cada capa está girada unos 15 grados respecto de las que hay arriba y debajo de ella; hay unas 24 capas entre las repeticiones.

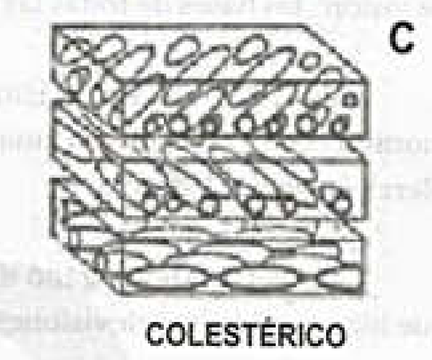
TIPOS DE CRISTALES LÍQUIDOS



ESMÉCTICO



NEMÁTICO



COLESTÉRICO

APLICACIONES DE LOS CRISTALES LÍQUIDOS

EN MEDICINA:

Una de las primeras aplicaciones de los cristales líquidos fue en medicina, como herramienta analítica para medir las variaciones de temperatura. Desde entonces tienen aplicación en las ciencias de la salud, gracias a sus propiedades y características, tanto físicas como químicas. Así son útiles en termometría oral y cutánea, ginecología, neurología, oncología y pediatría, entre otros.

EN TECNOLOGÍA:

El rápido desarrollo de la tecnología visual ha acompañado a los avances informáticos, ya que sin dichas pantallas de visualización no podríamos beneficiarnos de las capacidades del ordenador. Así, las pantallas nos permiten visualizar la información que los ordenadores nos suministran. Pero, además de ser útiles en ordenadores, las pantallas se montan en otros dispositivos como equipos de audio, electrodomésticos y equipamiento del automóvil, entre otros. Las pantallas de cristal líquido han supuesto un papel fundamental en este desarrollo y parece que tomarán un papel aún más importante en el futuro. Los visualizadores pueden estar construidos empleando diferentes tecnologías, entre otras, la LCD o la tecnología OLED.

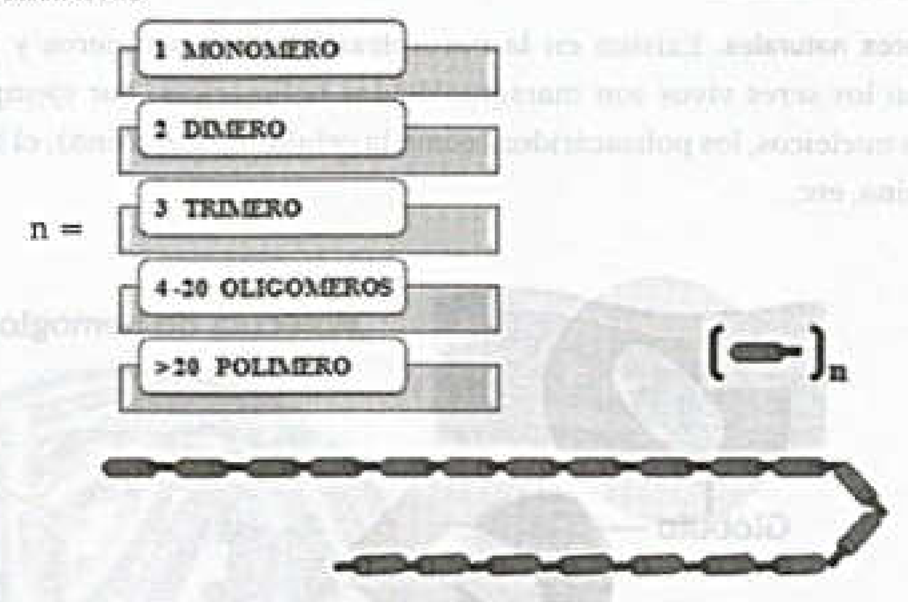
OTRAS APLICACIONES:

Los cristales líquidos también se emplean en materiales fotovoltaicos (para simplificar los procesos y fijar las células solares de manera más eficiente respetando el medio ambiente); en materiales semiconductores para células solares (las células solares hechas de plástico conductor se distinguen de los fotovoltaicos orgánicos (OPV): no sólo son más baratos y luminosos, sino que también son más flexibles y versátiles que sus predecesores de silicona); y en materiales de seguridad e identificación (polímeros conductivos imprimibles para la fabricación de chips de RFID.

2. POLÍMEROS

CONCEPTO

Es una macromolécula formada por la unión de moléculas de menor tamaño que se conocen como monómeros.



Los polímeros son compuestos químicos cuyas moléculas están formadas por la unión de otras moléculas más pequeñas llamadas monómeros, las cuales se enlazan entre sí como si fueran los eslabones de una cadena. Estas cadenas, que en ocasiones presentan también ramificaciones o entrecruzamientos, pueden llegar a alcanzar un gran tamaño, razón por la cual son también conocidas con el nombre de macromoléculas. Habitualmente los polímeros reciben, de forma incorrecta, el nombre de plásticos, que en realidad corresponde tan sólo a un tipo específico de polímeros, concretamente los que presentan propiedades plásticas (blandos, deformables y maleables con el calor).

Con el desarrollo de la tecnología y la industria química el hombre ha aprendido a imitar a la naturaleza, e incluso a mejorarla, sintetizando nuevos polímeros artificiales inexistentes en ella, normalmente a partir de derivados del petróleo. El primero en ser creado de forma totalmente artificial fue, en 1909, la baquelita, aunque con anterioridad se habían obtenido algunos, como el celuloide, mediante la modificación de polímeros naturales, celulosa en este caso. En la actualidad la síntesis y el procesado de materiales poliméricos es una de las más importantes ramas de la industria química, y los polímeros están presentes de forma habitual en nuestra vida cotidiana. Sin pretender ser, ni mucho menos, exhaustivos podemos recordar algunos polímeros tan usuales y frecuentes como el polietileno y el polipropileno, utilizados para la elaboración de bolsas de plástico; el poliestireno, o corcho blanco, para embalajes; el PVC, o policloruro de vinilo, para envases y tuberías; el PET (polietilentereftalato), también para envases; el teflón, como aislante; las poliamidas (nailon) y los poliésteres (tergal), como fibras sintéticas; el metacrilato, como sustitutivo del vidrio; el caucho sintético, para neumáticos... También existen polímeros artificiales de naturaleza inorgánica, como las siliconas, donde el carbono ha sido sustituido por átomos de silicio encadenados con átomos de oxígeno.

A todo el público en general:

El Proyecto Modo Scan+100 2.0, nace de una idea del
Team Calapenshko,
el cual es difundir todo aquel texto inédito que no esté circulando en la red.

Nuestro Grupo Calapenshko hace el mejor esfuerzo para digitalizar este libro, y así usted estimado lector pueda obtener la mejor experiencia que toda persona desea al abrir un libro.

Este proyecto llega gracias a las **donaciones que se pudo obtener de 100 personas** comprometidas con el proyecto **MODO SCAN+100 2.0**.

Este libro no debe ser prostituito monetariamente, este libro no debe ser coleccionado, este libro debe ser destruido analíticamente, así que te invito a leerlo.

No pagues por este libro de **circulación gratuita**,
búscalo en la red.

Atentamente, el GRUPO CALAPENSHKO

02 de setiembre del 2020

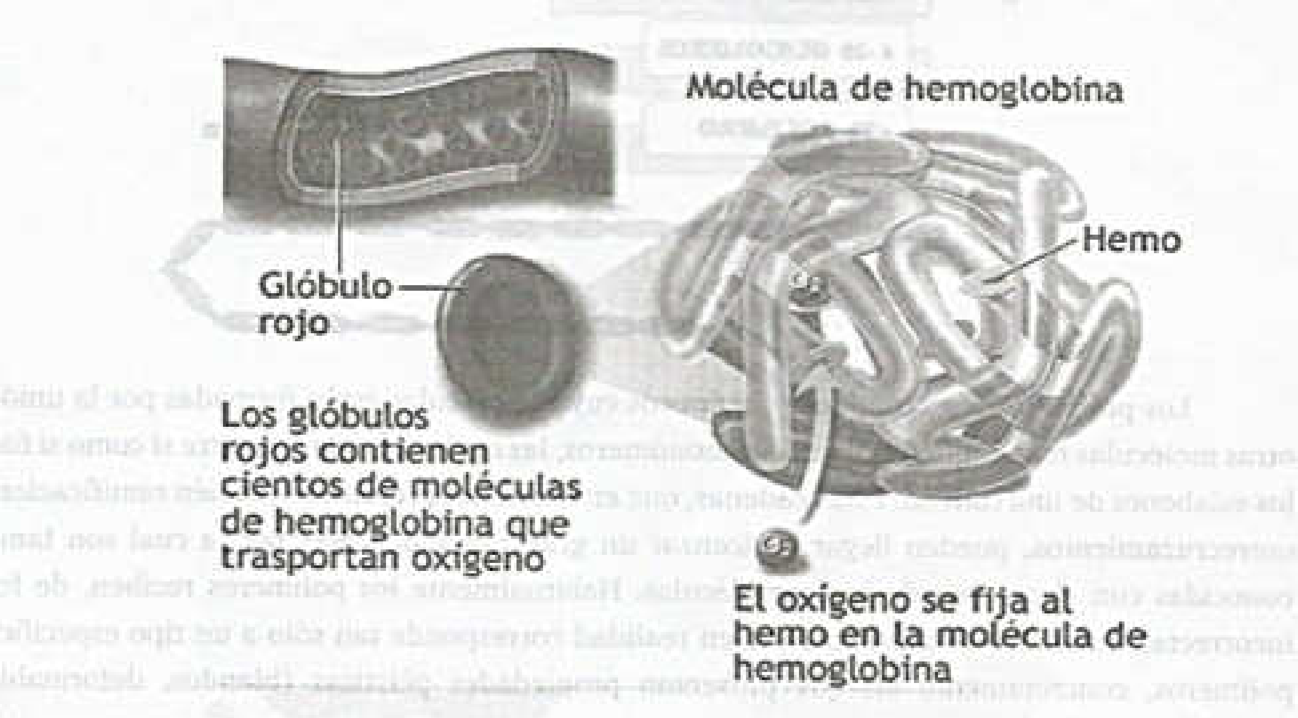


CLASIFICACIÓN

Existen varias formas posibles de clasificar los polímeros, sin que sean excluyentes entre sí.

1. SEGÚN SU ORIGEN:

* **Polímeros naturales.** Existen en la naturaleza muchos polímeros y las biomoléculas que forman los seres vivos son macromoléculas poliméricas. Por ejemplo, las proteínas, los ácidos nucleicos, los polisacáridos (como la celulosa y la quitina), el hule o caucho natural, la lignina, etc.



* **Polímeros semisintéticos.** Se obtienen por transformación de polímeros naturales. Por ejemplo, la nitrocelulosa, el caucho vulcanizado, etc.
* **Polímeros sintéticos.** Muchos polímeros se obtienen industrialmente a partir de los monómeros. Por ejemplo, el nylon, el poliestireno, el Policloruro de vinilo (PVC), el polietileno, etc.

2. SEGÚN SU MECANISMO DE POLIMERIZACIÓN

* **Polímeros de condensación.** La reacción de polimerización implica a cada paso la formación de una molécula de baja masa molecular, por ejemplo agua.
* **Polímeros de adición.** La polimerización no implica la liberación de ningún compuesto de baja masa molecular. Esta polimerización se genera cuando un "catalizador", inicia la reacción. Este catalizador separa la unión doble carbono en los monómeros, luego aquellos monómeros se unen con otros debido a los electrones libres, y así se van uniendo uno tras uno hasta que la reacción termina.

* **Polímeros formados por etapas.** La cadena de polímero va creciendo gradualmente mientras haya monómeros disponibles, añadiendo un monómero cada vez. Esta categoría incluye todos los polímeros de condensación de Carothers y además algunos otros que no liberan moléculas pequeñas pero sí se forman gradualmente, como por ejemplo los poliuretanos.

* **Polímeros formados por reacción en cadena.** Cada cadena individual de polímero se forma a gran velocidad y luego queda inactiva, a pesar de estar rodeada de monómero.

3. SEGÚN SU COMPOSICIÓN QUÍMICA

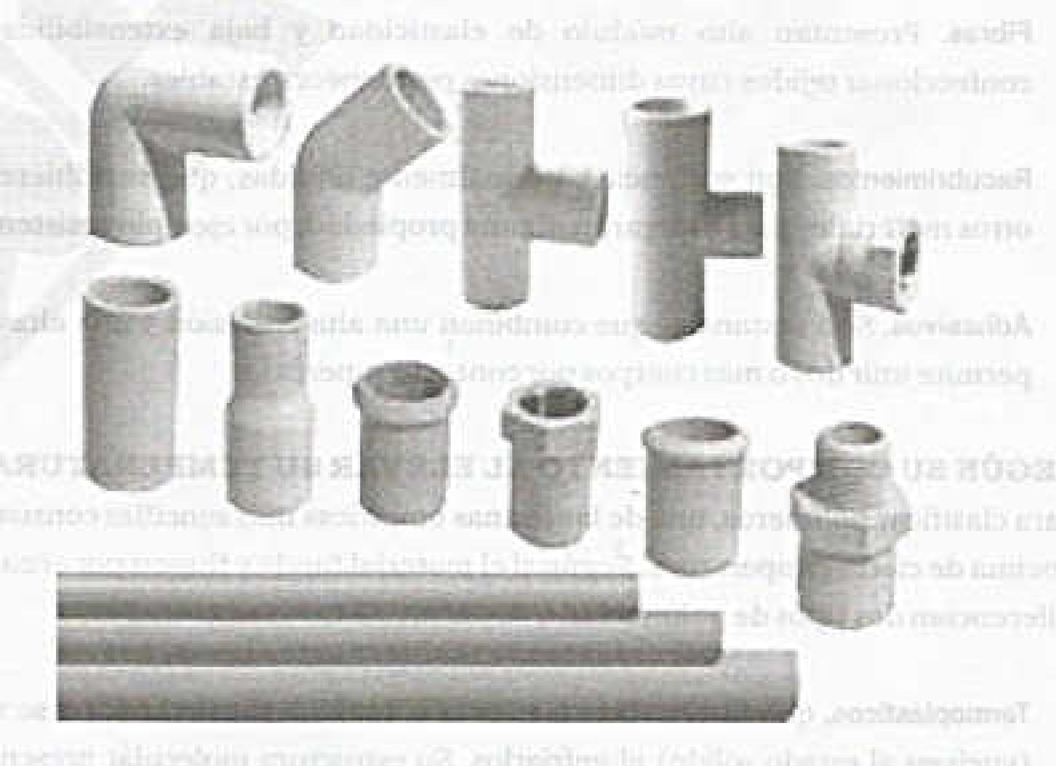
* **Polímeros orgánicos.** Posee en la cadena principal átomos de carbono.

* **Polímeros orgánicos vinílicos.** La cadena principal de sus moléculas está formada exclusivamente por átomos de carbono.
  Dentro de ellos se pueden distinguir:

  - Poliolefinas, formados mediante la polimerización de olefinas. Ejemplos: polietileno y polipropileno.

  - Polímeros estirénicos, que incluyen al estireno entre sus monómeros. Ejemplos: poliestireno y caucho estireno-butadieno.

  - Polímeros vinílicos halogenados, que incluyen átomos de halógenos (cloro, flúor...) en su composición. Ejemplos: PVC y PTFE.



  - Polímeros acrílicos. Ejemplos: PMMA.

* **Polímeros orgánicos no vinílicos.** Además de carbono, tienen átomos de oxígeno o nitrógeno en su cadena principal.
  Algunas sub-categorías de importancia:
  - Poliésteres
  - Poliamidas
  - Poliuretanos
  - Polímeros inorgánicos. Entre otros: Basados en azufre. Ejemplo: polisulfuros. Basados en silicio. Ejemplo: silicona.

4. SEGÚN SUS APLICACIONES

Atendiendo a sus propiedades y usos finales, los polímeros pueden clasificarse en:

* **Elastómeros.** Son materiales con muy bajo módulo de elasticidad y alta extensibilidad; es decir, se deforman mucho al someterlos a un esfuerzo pero recuperan su forma inicial al eliminar el esfuerzo. En cada ciclo de extensión y contracción los elastómeros absorben energía, una propiedad denominada resiliencia.

* **Plásticos.** Son aquellos polímeros que, ante un esfuerzo suficientemente intenso, se deforman irreversiblemente, no pudiendo volver a su forma original. Hay que resaltar que el término plástico se aplica a veces incorrectamente para referirse a la totalidad de los polímeros.

* **Fibras.** Presentan alto módulo de elasticidad y baja extensibilidad, lo que permite confeccionar tejidos cuyas dimensiones permanecen estables.

* **Recubrimientos.** Son sustancias, normalmente líquidas, que se adhieren a la superficie de otros materiales para otorgarles alguna propiedad, por ejemplo resistencia a la abrasión.

* **Adhesivos.** Son sustancias que combinan una alta adhesión y una alta cohesión, lo que les permite unir dos o más cuerpos por contacto superficial.

5. SEGÚN SU COMPORTAMIENTO AL ELEVAR SU TEMPERATURA

Para clasificar polímeros, una de las formas empíricas más sencillas consiste en calentarlos por encima de cierta temperatura. Según si el material funde y fluye o por el contrario no lo hace se diferencian dos tipos de polímeros:

* **Termoplásticos**, que fluyen (pasan al estado líquido) al calentarlos y se vuelven a endurecer (vuelven al estado sólido) al enfriarlos. Su estructura molecular presenta pocos (o ningún) entrecruzamientos. Ejemplos: polietileno (PE), polipropileno (PP), cloruro de polivinilo PVC.

* **Termoestables**, que no fluyen, y lo único que conseguimos al calentarlos es que se descompongan químicamente, en vez de fluir. Este comportamiento se debe a una estructura con muchos entrecruzamientos, que impiden los desplazamientos relativos de las moléculas.
* **Elastómero**, plásticos con un comportamiento elástico que pueden ser deformados fácilmente sin que se rompan sus enlaces no modifique su estructura.

La clasificación termoplásticos / termoestables es independiente de la clasificación elastómeros / plásticos / fibras. Existen plásticos que presentan un comportamiento termoplástico y otros que se comportan como termoestables. Esto constituye de hecho la principal subdivisión del grupo de los plásticos y hace que a menudo cuando se habla de "los termoestables" en realidad se haga referencia sólo a "los plásticos termoestables". Pero ello no debe hacer olvidar que los elastómeros también se dividen en termoestables (la gran mayoría) y termoplásticos (una minoría pero con aplicaciones muy interesantes).

ALGUNOS POLÍMEROS IMPORTANTES

1. POLIETILENO

Cuando se calienta eteno (etileno) con oxígeno bajo presión, se obtiene un compuesto de elevada masa molar (alrededor de 20 mil) llamado Polietileno, el cual es un alcano de cadena muy larga. Monómero: $CH_2 = CH_2$.

Propiedades: Los polietilenos de alta presión tienen pesos moleculares entre 10.000 y 40.000. Son muy elásticos, flexibles y termoplásticos. Los polietilenos de fusión media presentan alta cristalinidad y son duros y rígidos y los de fusión baja menor cristalinidad, siendo también duros y poco elásticos.

Todos los polietilenos son muy resistentes a los agentes químicos.

Usos: Para la fabricación de tubos, planchas, materiales aislantes, para cables eléctricos, recubrimientos para protección contra la corrosión, hojas y láminas para embalaje, protección de cultivos, aislamiento térmico, recubrimientos sobre papel, en el moldeo por inyección para obtener recipientes de todo tipo, artículos del hogar, tuberías que sustituyen a los de hierro galvanizado, etc.

2. POLIESTIRENO (VINIL BENCENO)

Propiedades: Por los procedimientos de emulsión o suspensión se obtienen disoluciones de distintas viscosidades según el grado de polimerización alcanzado.

Usos: Plastificado se utiliza en la industria de pinturas y barnices. Con elevado grado de polimerización en la industria transformadora de plásticos principalmente en procesos de moldeo por inyección.

En la industria eléctrica encuentra gran aplicación debido a su excelente poder aislante.

3. **CLORURO DE POLIVINILO (PVC)**

Condiciones experimentales de polimerización: El proceso puede llevarse a cabo a fusión, en emulsión o en bloque obteniéndose en cada caso un producto de propiedades peculiares.

Propiedades: Polvo blanco que comienza a reblandecer cerca de los 80ºC y se descompone sobre los 140ºC. Es muy resistente a los agentes mecánicos y químicos y es de fácil pigmentación.

Usos: Materiales aislantes para la industrias química, eléctrica.

4. **POLIÉSTERES**

Polímeros termoestables pueden ser preparados a partir de anhídridos de ácido polibásicos con polialcoholes. Ejemplo: glicerol con anhídrido ftálico.

5. **NYLON**

Una gran variedad puede obtenerse calentando diaminas con ácidos dicarboxílicos.

Ejemplo: nylon (66)

6. **BAKELITAS:**

Los productos de partida son el fenol y el formaldehído.

IMPACTO SOCIAL Y AMBIENTAL GENERADO POR EL USO DE POLÍMEROS

ASPECTOS POSITIVOS

Un gran número de materiales están construidos por polímeros y muchos de ellos son irremplazables en el actual mundo tecnológico.

ASPECTOS NEGATIVOS

La inadecuada eliminación de los polímeros contribuye en buena parte a la degradación ambiental por acumulación de basura.

Muchos artículos de plástico son peligrosas armas destructivas. Por ejemplo, las bolsas plásticas pueden ser causantes de asfixia si se recubre la cabeza con ellas y no se logra retirarlas a tiempo.

Especies como la tortura gigante, mueren al ingerir bolsas plásticas que flotan en el mar, confundiéndolas con esperma de peces, su alimento habitual.

La no biodegradación impide su eliminación en relleno sanitario y además disminuye notablemente la presencia de colonias bacterianas en torno a los plásticos.

La incineración puede generar compuestos venenosos. Por ejemplo, $HCl_{(g)}$ y $HCN_{(g)}$

Los envases plásticos empleados para alimentos no pueden volver a usarse ya que no existen métodos efectivos de esterilización.

3. USO DE PLASMA

CONCEPTO

En física y química, se denomina plasma a un gas constituido por partículas cargadas (iones) libres y cuya dinámica presenta efectos colectivos dominados por las interacciones electromagnéticas de largo alcance entre las mismas. Con frecuencia se habla del plasma como un estado de agregación de la materia con características propias, diferenciándolo de este modo del estado gaseoso, en el que no existen efectos colectivos importantes.

Una pantalla de plasma (PDP: plasma display panel) es un tipo de pantalla plana habitualmente usada en televisores de gran formato (de 37 a 70 pulgadas). También hoy en día es utilizado en televisores de pequeños formatos, como 22, 26 y 32 pulgadas. Una desventaja de este tipo de pantallas en grandes formatos, como 42, 45, 50, y hasta 70 pulgadas, es la alta cantidad de calor que emanan, lo que no es muy agradable para un usuario que guste de largas horas de televisión o juegos de vídeo. Consta de muchas celdas diminutas situadas entre dos paneles de cristal que contienen una mezcla de gases nobles (neón y xenón). El gas en las celdas se convierte eléctricamente en plasma, el cual provoca que una substancia fosforescente (que no es fósforo) emita luz.



Pantalla de Plasma

HISTORIA DE LA PANTALLA DE PLASMA

La pantalla de plasma fue inventada en 1964 en la Universidad de Illinois por Donald Bitzer, Gene Slottow y el estudiante Robert Willson, para el sistema informático PLATO (Programmed Logic for Automated Teaching Operations: lógica de programación para operaciones automatizadas de enseñanza). Eran monocromas (naranja, verde o amarillo) y fueron muy populares al comienzo de los años setenta por su dureza y porque no necesitaban ni memoria ni circuitos para actualizar la imagen.

A finales de los años setenta tuvo lugar un largo periodo de caída en las ventas debido a que las memorias de semiconductores hicieron a las pantallas CRT más baratas que las pantallas de plasma. No obstante, su tamaño de pantalla relativamente grande y la poca profundidad de su cuerpo las hicieron aptas para su colocación en vestíbulos y bolsas de valores.

En 1973, IBM introdujo una pantalla monocroma de 11 pulgadas (483 mm) que era capaz de mostrar simultáneamente cuatro sesiones de terminal de la máquina virtual del IBM 3270. Esta fábrica fue trasladada en 1987 a una compañía llamada Plasmaco que había sido fundada recientemente por el doctor Larry F. Weber (uno de los estudiantes del doctor Bitzer), Stephen Globus y James Kehoe (que era el encargado de planta de IBM). En 1992, Fujitsu creó la primera pantalla de 15 pulgadas (233 mm) en blanco y negro.

En 1996, Matsushita Electrical Industries (Panasonic) compró Plasmaco, su tecnología y su fábrica en EE. UU..

En 1997, Pioneer empezó a vender el primer televisor de plasma al público. Las pantallas de plasma actuales se pueden ver habitualmente en los hogares y son más finas y grandes que sus predecesoras. Su pequeño grosor les permite competir con otros aparatos como los proyectores.

El tamaño de las pantallas ha crecido desde aquella pantalla de 15 pulgadas de 1992. La pantalla de plasma más grande del mundo ha sido mostrada en el Consumer Electronics Show del año 2008 en Las Vegas (EE. UU.), una pantalla de 103 pulgadas creada por Panasonic.

Hasta hace poco, su brillo superior, su tiempo de respuesta más rápido, su gran espectro de colores y su mayor ángulo de visión (comparándolas con las pantallas LCD) hicieron de las pantallas de plasma una de las tecnologías de visión para HDTV más populares. Durante mucho tiempo se creyó que la tecnología LCD era conveniente tan sólo para pequeños televisores y que no podía competir con la tecnología del plasma en las pantallas más grandes (particularmente de 42 pulgadas en adelante).

Sin embargo, tras esto, los cambios y mejoras en la tecnología LCD han hecho más pequeña esta diferencia. Su poco peso, bajos precios, mayor resolución disponible (lo que es importante para HDTV) y a menudo bajo consumo eléctrico convirtieron a las pantallas LCD en duras competidoras en el mercado de los televisores. A finales del año 2006 los analistas observaron que las pantallas LCD estaban alcanzando a las de plasma, particularmente en el importante segmento de las pantallas de 40 pulgadas o más, donde los plasmas habían disfrutado de un fuerte dominio un par de años antes. Hoy en día las LCD ya compiten con las de plasma en los segmentos de 50 y 60 pulgadas, donde existe casi la misma variedad en ambas tecnologías. Por otro lado, el precio al público se ha invertido, ya que la demanda de LCD es alta y la tecnología basada en plasma está viendo bajar su precio por debajo del de su competidor. Otra tendencia de la industria es la consolidación de los fabricantes de pantallas de plasma con alrededor de cincuenta marcas disponibles pero sólo cinco fabricantes.

COMPOSICIÓN DE UNA PANTALLA DE PLASMA

Las pantallas de plasma son brillantes (1000 lux o más por módulo), tienen un amplia gama de colores y pueden fabricarse en tamaños bastante grandes, hasta 262 cm de diagonal. Tienen una luminancia muy baja a nivel de negros, creando un negro que resulta más deseable para ver películas. Esta pantalla sólo tiene cerca de 6 cm de grosor y su tamaño total (incluyendo la electrónica) es menor de 10 cm.

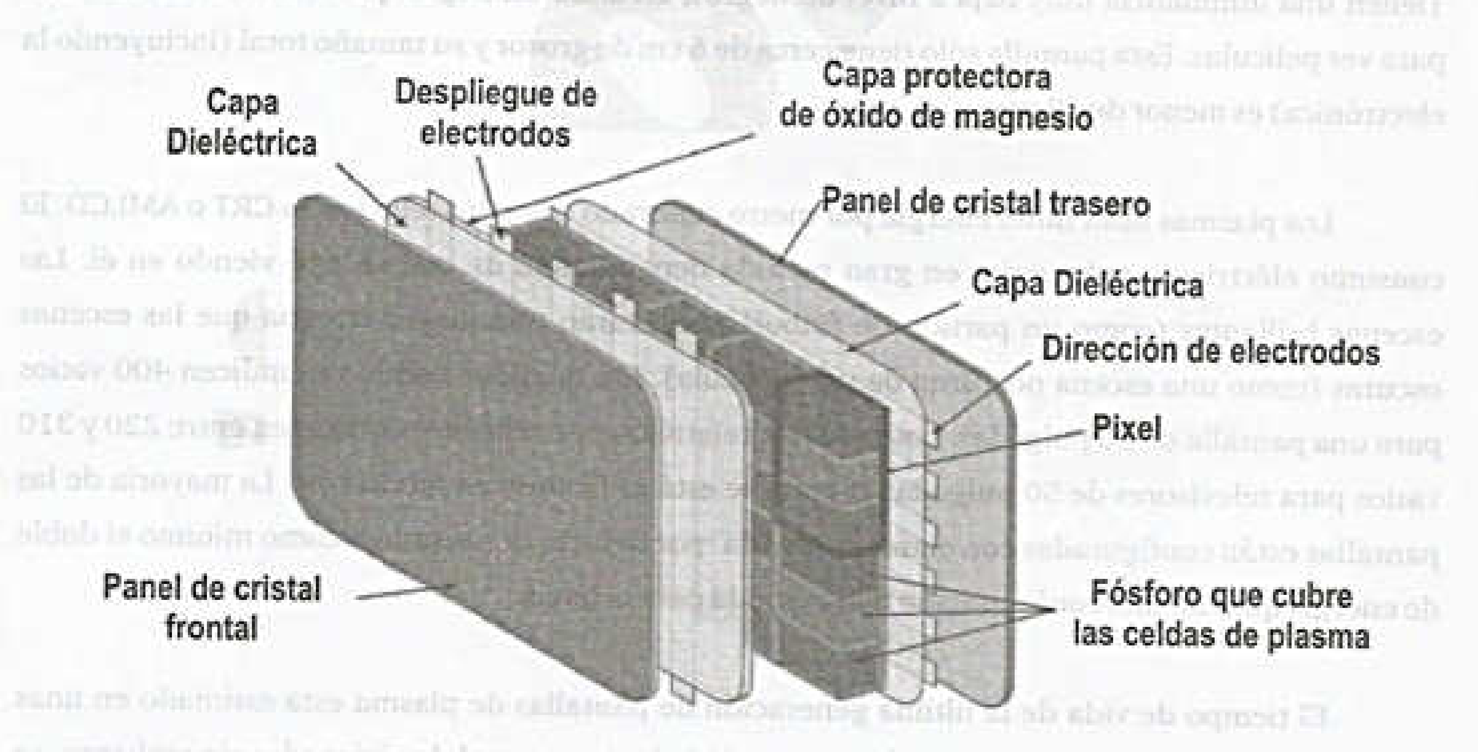
Los plasmas usan tanta energía por metro cuadrado como los televisores CRT o AMLCD. El consumo eléctrico puede variar en gran medida dependiendo de qué se esté viendo en él. Las escenas brillantes (como un partido de fútbol) necesitarán una mayor energía que las escenas oscuras (como una escena nocturna de una película). Las medidas nominales indican 400 vatios para una pantalla de 50 pulgadas. Los modelos relativamente recientes consumen entre 220 y 310 vatios para televisores de 50 pulgadas cuando se está utilizando en modo cine. La mayoría de las pantallas están configuradas con el modo "tienda" por defecto, y consumen como mínimo el doble de energía que con una configuración más cómoda para el hogar.

El tiempo de vida de la última generación de pantallas de plasma está estimado en unas 100.000 horas (o 30 años a 8 horas de uso por día) de tiempo real de visionado; sin embargo, se han producido televisores de plasma que han reducido el consumo de energía y han alargado la vida útil del televisor. En concreto, éste es el tiempo de vida medio estimado para la pantalla, el momento en el que la imagen se ha degradado hasta la mitad de su brillo original. Se puede seguir usando pero se considera el final de la vida funcional del aparato.

Los competidores incluyen LCD, CRT, OLED, AMLCD, DLP, SED-tv, etc. La principal ventaja de la tecnología del plasma es que pantallas muy grandes pueden ser fabricadas usando materiales extremadamente delgados. Ya que cada píxel es iluminado individualmente, la imagen es muy brillante y posee un gran ángulo de visión.

DETALLES FUNCIONALES

Los gases xenón y neón en un televisor de plasma están contenidos en cientos de miles de celdas diminutas entre dos pantallas de cristal. Los electrodos también se encuentran "emparedados" entre los dos cristales, en la parte frontal y posterior de las celdas. Ciertos electrodos se ubican detrás de las celdas, a lo largo del panel de cristal trasero, y otros electrodos, que están rodeados por un material aislante dieléctrico y cubiertos por una capa protectora de óxido de magnesio, están ubicados en frente de la celda, a lo largo del panel de cristal frontal. El circuito carga los electrodos que se cruzan en cada celda creando diferencia de voltaje entre la parte trasera y la frontal, y provocan que el gas se ionice y forme el plasma. Posteriormente, los iones del gas corren hacia los electrodos, donde colisionan emitiendo fotones.



4. SUPERCONDUCTORES

CONCEPTO

Se denomina superconductividad a la capacidad intrínseca que poseen ciertos materiales para conducir corriente eléctrica sin resistencia y pérdida de energía en determinadas condiciones.

La resistividad eléctrica de un conductor metálico disminuye gradualmente a medida que la temperatura se reduce. Sin embargo, en los conductores ordinarios, como el cobre y la plata, las impurezas y otros defectos producen un valor límite. Incluso cerca de cero absoluto una muestra de cobre muestra una resistencia no nula. La resistencia de un superconductor, en cambio, desciende bruscamente a cero cuando el material se enfría por debajo de su temperatura crítica. Una corriente eléctrica que fluye en una espiral de cable superconductor puede persistir indefinidamente sin fuente de alimentación. Al igual que el ferromagnetismo y las líneas espectrales atómicas, la superconductividad es un fenómeno de la mecánica cuántica.

La superconductividad ocurre en una gran variedad de materiales, incluyendo elementos simples como el estaño y el aluminio, diversas aleaciones metálicas y algunos semiconductores fuertemente dopados. La superconductividad no ocurre en metales nobles como el oro y la plata, ni en la mayoría de los metales ferromagnéticos.

HISTORIA DE LA SUPERCONDUCTIVIDAD

EL DESCUBRIMIENTO

Ya en el siglo XIX se llevaron a cabo diversos experimentos para medir la resistencia eléctrica a bajas temperaturas, siendo James Dewar el primer pionero en este campo.

Sin embargo, la superconductividad como tal no se descubriría hasta 1911, año en que el físico holandés Heike Kamerlingh Onnes observó que la resistencia eléctrica del mercurio desaparecía bruscamente al enfriarse a 4 K (-269 °C), cuando lo que se esperaba era que disminuyera gradualmente hasta el cero absoluto. Gracias a sus descubrimientos, principalmente por su método para lograr la producción de helio líquido, recibiría dos años más tarde el premio Nobel de física. Durante los primeros años el fenómeno fue conocido como supraconductividad.

En 1913 se descubre que un campo magnético suficientemente grande también destruye el estado superconductor, descubriéndose tres años después la existencia de una corriente eléctrica crítica.

Puesto que se trata de un fenómeno esencialmente cuántico, no se hicieron grandes avances en la comprensión de la superconductividad, puesto que la comprensión y las herramientas matemáticas de que disponían los físicos de la época no fueron suficientes para afrontar el problema hasta los años cincuenta. Por ello, la investigación fue hasta entonces meramente fenomenológica, como por ejemplo el descubrimiento del efecto Meissner en 1933 y su primera explicación mediante el desarrollo de la ecuación de London dos años más tarde por parte de los hermanos Fritz y Heinz London

LAS TEORÍAS PRINCIPALES

Los mayores avances en la comprensión de la superconductividad tuvieron lugar en los años cincuenta: en 1950 es publicada la teoría Ginzburg-Landau, y en 1957 vería la luz la teoría BCS.

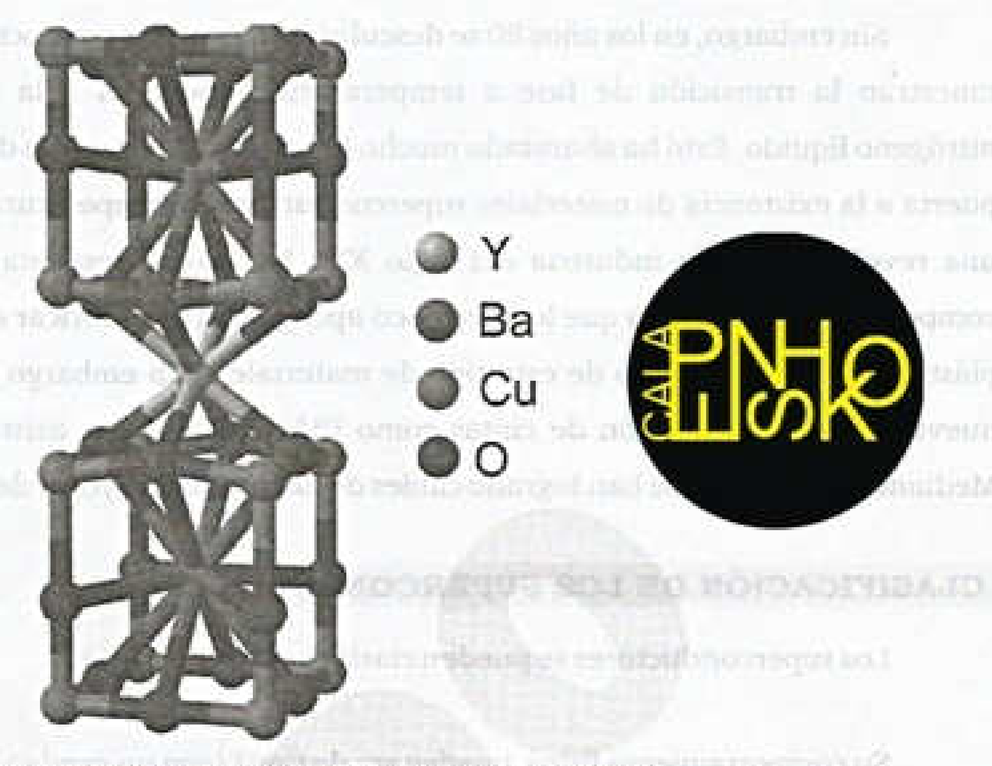
La teoría BCS fue desarrollada por Bardeen, Cooper y Schrieffer (de sus iniciales surge el nombre BCS), gracias a lo cual los tres recibirían el premio Nobel de física en 1972. Esta teoría se pudo desarrollar gracias a dos pistas fundamentales ofrecidas por físicos experimentales a principios de los años cincuenta: el descubrimiento del efecto isotópico en 1950 (que vinculó la superconductividad con la red cristalina), y el descubrimiento de Lars Onsager en 1953 de que los portadores de carga son en realidad parejas de electrones llamados pares de Cooper (resultado de experimentos sobre la cuantización flujo magnético que pasa a través de un anillo superconductor).

La teoría Ginzburg-Landau es una generalización de la teoría de London desarrollada por Vitaly Ginzburg y Lev Landau en 1950. Si bien esta teoría precede siete años a la teoría BCS, los físicos de Europa Occidental y Estados Unidos le prestaron poca atención por su carácter más fenomenológico que teórico, unido a la incomunicación de aquellos años entre ambos lados del Telón de Acero. Esta situación cambió en 1959, año en que Lev Gor'kov demostró que se podía derivar rigurosamente a partir de la teoría microscópica en un artículo que también publicó en inglés.

En 1962 Brian David Josephson predijo que podría haber corriente eléctrica entre dos conductores incluso si hubiera una pequeña separación entre estos, debido al efecto túnel. Un año más tarde Anderson y Rowell lo confirmaron experimentalmente. El efecto sería conocido como efecto Josephson, y está entre los fenómenos más importantes de los superconductores, teniendo gran variedad de aplicaciones, desde la magnetoencefalografía hasta la predicción de terremotos.

LOS SUPERCONDUCTORES DE ALTA TEMPERATURA

Tras algunos años de relativo estancamiento, en 1986 Bednorz y Müller descubrieron que una familia de materiales cerámicos, los óxidos de cobre con estructura de perovsquita, eran superconductores con temperaturas críticas superiores a 90 kelvin. Estos materiales, conocidos como superconductores de alta temperatura, estimularon un renovado interés en la investigación de la superconductividad. Como tema de la investigación pura, estos materiales constituyen un nuevo fenómeno que no se explica por las teorías actuales. Y, debido a que el estado superconductor persiste hasta temperaturas más manejables, superiores al punto de ebullición del nitrógeno líquido, muchas aplicaciones comerciales serían viables, sobre todo si se descubrieran materiales con temperaturas críticas aún mayores.



Estructura de la cerámica de óxido de itrio, bario y cobre, más conocida como YBCO, un ejemplo de superconductor de tipo II, no convencional y de alta temperatura

OBTENCIÓN DE MATERIALES SUPERCONDUCTORES

Los gases xenón y neón en un televisor de plasma están contenidos en cientos de miles de celdas diminutas entre dos pantallas de cristal. Los electrodos también se encuentran "emparedados" entre los dos cristales, en la parte frontal y posterior de las celdas. Ciertos electrodos se ubican detrás de las celdas, a lo largo del panel de cristal trasero, y otros electrodos, que están rodeados por un material aislante dieléctrico y cubiertos por una capa protectora de óxido de magnesio, están ubicados en frente de la celda, a lo largo del panel de cristal frontal. El circuito carga los electrodos que se cruzan en cada celda creando diferencia de voltaje entre la parte trasera y la frontal, y provocan que el gas se ionice y forme el plasma. Posteriormente, los iones del gas corren hacia los electrodos, donde colisionan emitiendo fotones.

Debido a las bajas temperaturas que se necesitan para conseguir la superconductividad, los materiales más comunes se suelen enfriar con helio líquido (el nitrógeno líquido sólo es útil cuando se manejan superconductores de alta temperatura). El montaje necesario es complejo y costoso, utilizándose en muy contadas aplicaciones como, por ejemplo, la construcción de electroimanes muy potentes para resonancia magnética nuclear.

Sin embargo, en los años 80 se descubrieron los superconductores de alta temperatura, que muestran la transición de fase a temperaturas superiores a la transición líquido-vapor del nitrógeno líquido. Esto ha abaratado mucho los costos en el estudio de estos materiales y abierto la puerta a la existencia de materiales superconductores a temperatura ambiente, lo que supondría una revolución en la industria del siglo XXI. La mayor desventaja de estos materiales es su composición cerámica, lo que lo hace poco apropiado para fabricar cables mediante deformación plástica, el uso más obvio de este tipo de materiales. Sin embargo se han desarrollado técnicas nuevas para la fabricación de cintas como IBAD (deposición asistida mediante haz de iones). Mediante esta técnica se han logrado cables de longitudes mayores de 1 kilómetro

CLASIFICACIÓN DE LOS SUPERCONDUCTORES

Los superconductores se pueden clasificar en función de:

Su comportamiento físico, pueden ser de tipo I (con un cambio brusco de una fase a otra, o en otras palabras, si sufre un cambio de fase de primer orden) o de tipo II (si pasan por un estado mixto en que conviven ambas fases, o dicho de otro modo, si sufre un cambio de fase de segundo orden).

La teoría que los explica, llamándose convencionales (si son explicados por la teoría BCS) o no convencionales (en caso contrario).

Su temperatura crítica, siendo de alta temperatura (generalmente se llaman así si se puede alcanzar su estado conductor enfriándolos con nitrógeno líquido, es decir, si $Tc > 77K$), o de baja temperatura (si no es así).

El material de que están hechos, pudiendo ser elementos puros (como el mercurio o el plomo), superconductores orgánicos (si están en forma de fulerenos o nanotubos, lo cual los podría incluir en cierto modo entre los elementos puros, ya que están hechos de carbono), cerámicas (entre las que destacan las del grupo YBCO y el diboruro de magnesio) o aleaciones.

APLICACIONES

Los imanes superconductores son algunos de los electroimanes más poderosos conocidos.

Se utilizan en los trenes maglev, en máquinas para la resonancia magnética nuclear en hospitales y en el direccionamiento del haz de un acelerador de partículas. También pueden utilizarse para la separación magnética, en donde partículas magnéticas débiles se extraen de un fondo de partículas menos o no magnéticas, como en las industrias de pigmentos.

Los superconductores se han utilizado también para hacer circuitos digitales y filtros de radiofrecuencia y microondas para estaciones base de telefonía móvil.

Los superconductores se usan para construir uniones Josephson, que son los bloques de construcción de los SQUIDs (dispositivos superconductores de interferencia cuántica), los magnetómetros conocidos más sensibles. Una serie de dispositivos Josephson se han utilizado para definir el voltio en el sistema internacional (SI). En función de la modalidad de funcionamiento, una unión Josephson se puede utilizar como detector de fotones o como mezclador. El gran cambio en la resistencia a la transición del estado normal al estado superconductor se utiliza para construir termómetros en detectores de fotones criogénicos.

Están apareciendo nuevos mercados donde la relativa eficiencia, el tamaño y el peso de los dispositivos basados en los superconductores de alta temperatura son superiores a los gastos adicionales que ellos suponen.

Aplicaciones futuras prometedoras incluyen transformadores de alto rendimiento, dispositivos de almacenamiento de energía, la transmisión de energía eléctrica, motores eléctricos (por ejemplo, para la propulsión de vehículos, como en vactrains o trenes maglev) y dispositivos de levitación magnética. Sin embargo la superconductividad es sensible a los campos magnéticos en movimiento de modo que las aplicaciones que usan corriente alterna (por ejemplo, los transformadores) serán más difícil de elaborar que las que dependen de corriente continua.

TRATAMIENTO DE DESECHOS NUCLEARES

1. RESIDUOS RADIACTIVOS

Elementos radiactivos de distinto tipo se emplean en muy variadas actividades. Las centrales de energía nuclear son las que mayor cantidad de estos productos emplean, pero también muchas aplicaciones de la medicina, la industria, la investigación, etc. emplean isótopos radiactivos y, en algunos países, las armas nucleares son una de las principales fuentes de residuos de este tipo.

Dos características hacen especiales a los residuos radiactivos:

Su gran peligrosidad. Cantidades muy pequeñas pueden originar dosis de radiación peligrosas para la salud humana su duración. Algunos de estos isótopos permanecerán emitiendo radiaciones miles y decenas de miles de años.

Así se entiende que aunque la cantidad de este tipo de residuos que se producen en un país sea comparativamente mucho menor que la de otros tipos, sus tecnologías y métodos de tratamiento sean mucho más complicados y difíciles.

TIPOS DE RESIDUOS

Hay dos grandes grupos de residuos radiactivos:

a) **Residuos de alta actividad.-** Son los que emiten altas dosis de radiación. Están formados, fundamentalmente, por los restos que quedan de las varillas del uranio que se usa como combustible en las centrales nucleares y otras sustancias que están en el reactor y por residuos de la fabricación de armas atómicas. También algunas sustancias que quedan en el proceso minero de purificación del uranio son incluidas en este grupo. En las varillas de combustible gastado de los reactores se encuentran sustancias como el plutonio 239 (vida media de 24 400 años), el neptuno 237 (vida media de 2 130 000 años) y el plutonio 240 (vida media de 6 600 años). Se entiende que el almacenamiento de este tipo de residuos debe ser garantizado por decenas de miles de años hasta que la radiactividad baje lo suficiente como para que dejen de ser peligrosos.

b) **Residuos de media o baja actividad.-** Emiten cantidades pequeñas de radiación. Están formados por herramientas, ropas, piezas de repuesto, lodos, etc. de las centrales nucleares y de la Universidad, hospitales, organismos de investigación, industrias, etc.

El desmantelamiento de las centrales nucleares produce grandes cantidades de residuos radiactivos de los dos tipos. Las centrales envejecen en 30 o 40 años y deben ser desmontadas. Los materiales de la zona del reactor son residuos de alta actividad en gran parte y otros muchos son de media o baja actividad.

2. DESMANTELAMIENTO DE LAS CENTRALES

Una central nuclear suele estar en funcionamiento de 25 a 40 años, momento en el que van surgiendo graves problemas de corrosión de la vasija del reactor. Cuando terminan su vida útil estas instalaciones no pueden ser desmanteladas o demolidas sin más, ya que muchas partes son altamente radiactivas.

Cuando una central ha sido cerrada hay varias posibilidades.

Una primera es dejarla custodiada por la compañía que la ha explotado durante un largo periodo de hasta 100 años, esperando a que disminuya la radiación y sea más seguro su desmantelamiento.

Otra opción es cubrirla totalmente de hormigón, como se ha hecho con Chernobyl, aunque esta técnica es muy poco segura porque esta "tumba" tendría que permanecer sin fisuras durante cientos de años, cosa que es imposible de garantizar.

Una tercera opción es la más adecuada y ha sido ya utilizada en varias plantas pequeñas. Consiste en desmantelar la planta, llevando los materiales contaminados a almacenes de residuos radiactivos. Para hacer esta operación son fundamentales equipos de protección para los trabajadores y uso de robots especialmente diseñados.

DEPÓSITO SUPERFICIAL

DEPÓSITO SUBTERRÁNEO

Corral de Piedra
600 m
Piedra Caliza
Área de almacenamiento de residuos radiactivos
10 m
10 m

3. GESTIÓN DE DESECHOS RADIACTIVOS

Algunos residuos de baja actividad se eliminan muy diluidos echándolos a la atmósfera o las aguas en concentraciones tan pequeñas que no son dañinas y la ley permite. Los índices de radiación que dan estos vertidos son menores que los que suelen dar muchas sustancias naturales o algunos objetos de uso cotidiano como la televisión.

Los residuos de media o baja actividad se introducen en contenedores especiales que se almacenan durante un tiempo en superficie hasta que se llevan a vertederos de seguridad. Hasta el año 1992 algunos países vertían estos barriles al mar, pero ese año se prohibió esta práctica.

Los almacenes definitivos para estos residuos son, en general, subterráneos, asegurando que no sufrirán filtraciones de agua que pudieran arrastrar isótopos radiactivos fuera del vertedero. En España la instalación preparada para esto es la de El Cabril (Córdoba) en la que se podrán llegar a almacenar hasta 50 000 m^3 de residuos de media y baja actividad.

Los residuos de alta actividad son los más difíciles de tratar. El volumen de combustible gastado que queda en las centrales de energía nuclear normales se puede reducir mucho si se vuelve a utilizar en plantas especiales. Esto se hace en algunos casos, pero presenta la dificultad de que hay que transportar una sustancia muy peligrosa desde las centrales normales a las especiales.

Los residuos que quedan se suelen vitrificar (fundir junto a una masa vítrea) e introducir en contenedores muy especiales capaces de resistir agentes muy corrosivos, el fuego, terremotos, grandes colisiones, etc. Estos contenedores se almacenarían en vertederos definitivos que deben estar construidos a gran profundidad, en lugares muy estables geológicamente (depósitos de ar-cilla , sales o macizos graníticos) y bien refrigerados porque los isótopos radiactivos emiten calor.

Se están estudiando varios emplazamientos para este tipo de almacenes, pero en el mundo todavía no existe ninguno, por lo que por ahora, la mayoría de los residuos de alta actividad se almacenan en lugares provisionales o en las piscinas de la misma central.

CORROSIÓN

CONCEPTO

La corrosión es la interacción de un metal con el medio que lo rodea, produciendo el consiguiente deterioro en sus propiedades tanto físicas como químicas. La característica fundamental de este fenómeno, es que sólo ocurre en presencia de un electrolito, ocasionando regiones plenamente identificadas, llamadas anódicas y catódicas: una reacción de oxidación es una reacción anódica, en la cual los electrones son liberados dirigiéndose a otras regiones

catódicas. En la región anódica se producirá la disolución del metal(corrosión) y, consecuentemente en la región catódica la inmunidad del metal.

En el caso de los aceros que en su estado natural es óxido de hierro, evidentemente trata de volver a su "estado natural" combinándose con el oxigeno del ambiente y comenzando el proceso de oxidación natural si este no se protege convenientemente.Los enlaces metálicos tienden a convertirse en enlaces iónicos, los favorece que el metal puede en cierto momento transferir y recibir electrones, creando zonas catódicas y zonas anódicas en su estructura. La velocidad a que un material se corroe es lenta y continua todo dependiendo del ambiente donde se encuentre, a medida que pasa el tiempo se va creando una capa fina de material en la superficie, que van formándose inicialmente como manchas hasta que llegan a aparecer imperfecciones en la superficie del metal.

Este mecanismo indica que el metal tiende a retornar al estado primitivo o de mínima carga, siendo la corrosión por tanto la causante de grandes perjuicios económicos en instalaciones enterradas o en superficie.



EFECTOS DE LA CORROSIÓN

TIPOS DE CORROSIÓN

Se clasifican de acuerdo a la apariencia del metal corroído, las más comunes son:

- **CORROSIÓN UNIFORME:**
  Donde la corrosión química o electrolítica actúa uniformemente sobre toda la superficie del metal.

- **CORROSIÓN GALVÁNICA:**
  Ocurre cuando metales diferentes se encuentran en contacto, ambos metales poseen potenciales eléctricos diferentes lo cual favorece la aparición de un metal como ánodo y otro como cátodo, a mayor diferencia de potencial el material con más activo será el ánodo.

- **CORROSIÓN POR PICADURAS:**
  Aquí se producen hoyos o agujeros por agentes químicos.

- **CORROSIÓN INTERGRANULAR:**
  Es la que se encuentra localizada en los limites de grano, esto origina perdidas en la resistencia que desintegran los bordes de los granos.
- **CORROSIÓN POR ESFUERZO:**
  Se refiere a las tensiones internas luego de una deformación en frío.

PREVENCIÓN DE LA CORROSIÓN

Básicamente todos los métodos que existen para lograr controlar la corrosión de los materiales metálicos, son intentos para interferir con el mecanismo de corrosión, de tal manera que se pueda hacer que éste sea lo más ineficiente posible.

En la práctica, existen tres maneras de luchar contra la corrosión:

1. **AISLAMIENTO ELÉCTRICO DEL MATERIAL.** El camino más obvio para minimizar la corrosión es cubrir la superficie metálica para protegerlo del aire y de la humedad.
   La corrosión puede inhibirse por varios métodos tales como: la pintura, recubrimiento con otro metal, deshumificación de la atmósfera o la protección catódica.
   Casi la totalidad de los revestimientos utilizados en instalaciones sometidas a una posible corrosión, son pinturas industriales de origen orgánico, pues el diseño mediante ánodo galvánico requiere el calculo de algunos parámetros, que son importantes para proteger estos materiales, como son: la corriente eléctrica de protección necesaria, la resistividad eléctrica del medio electrolítico, la densidad de corriente, el número de ánodos y la resistencia eléctrica que finalmente ejercen influencia en los resultados.

2. **LA PROTECCIÓN CATÓDICA.** Es un método electroquímico cada vez más utilizado hoy en día, el cual aprovecha el mismo principio electroquímico de la corrosión, transportando un gran cátodo a una estructura metálica. Para este fin será necesario la utilización de fuentes de energía externa mediante el empleo de ánodos galvánicos, que difunden la corriente suministrada por un transformador - rectificador de corriente.
   El mecanismo implicara una migración de electrones hacia el metal a proteger, los mismos que viajarán desde ánodos externos que estarán ubicados en sitios plenamente identificados, cumpliendo así su función.

3. **POLARIZACIÓN DEL MECANISMO ELECTROQUÍMICO.** Esto se puede lograr eliminando el oxígeno disuelto mediante la adición en el medio agresivo de ciertas sustancias llamadas "inhibidores". En la práctica, lo anterior conlleva una modificación del entorno o medio ambiente, al cual esta expuesto el metal.

EJERCICIOS DE APLICACIÓN



1. La ____________ es el estudio, diseño, creación, síntesis, manipulación y aplicación de materiales, aparatos y sistemas funcionales a través del control de la materia a nano escala.

2. Técnica que utiliza células vivas, cultivo de tejidos o moléculas derivadas de un organismo para obtener o modificar un producto, mejorar una planta, animal o desarrollar un micro-organismo para utilizarlo con un propósito específico: ____________

3. Respecto a las Celdas de Combustible, indique si las proposiciones son verdaderas (V) o falsas (F):
   ( ) Son dispositivos electroquímicos que convierten la energía química de una reacción, directamente en energía eléctrica.
   ( ) A diferencia de las baterías, una celda de combustible no se agota ni requiere recarga.
   ( ) Producen energía en forma de electricidad y calor mientras se les provea de combustible.

4. Señale la correspondencia correcta, respecto a los tipos de fases líquido - cristalinas:
   1. Cristal líquido nemático.
   2. Cristal líquido esmético.
   3. Cristal líquido colestérico.
   a. Moléculas arregladas en capas; dentro de las capas las moléculas pueden estar perpendiculares al plano de la capa o ligeramente inclinadas.
   b. Formadas por capas nematoides, cada capa está girada unos 15° respecto a las que hay arriba; hay unas 24 capas entre las repeticiones
   c. Moléculas alineadas a lo largo de sus ejes alargados, pero no hay un orden respecto a los extremos de las moléculas.

   ____

5. Son macromoléculas que se forman mediante la reacción de muchas moléculas iguales o diferentes llamadas monómeros: ____________

6. Un ________ es un gas ionizado que se encuentra a muy altas temperaturas. Consta generalmente de protones y electrones libres.

7. Indique verdadero (V) o falso (F) para las siguientes proposiciones referidas a los superconductores:
   ( ) Permiten el flujo "sin fricción" de los electrones.
   ( ) Se puede ahorrar una gran cantidad de energía en muchas aplicaciones, incluyendo generadores eléctricos y grandes motores eléctricos.
   ( ) La superconductividad no ocurre en metales nobles como el oro y la plata, ni en la mayoría de los metales ferromagnéticos.

PROBLEMAS RESUELTOS

PROBLEMA 01: Completar el siguiente párrafo:

La .... es el estudio, diseño, creación, síntesis, manipulación y aplicación de materiales, aparatos y sistemas funcionales a través del control de la materia a nanoescala, y la explotación de fenómenos y propiedades de la materia a nanoescala.

A) biotecnología B) nanotecnología C) robótica
D) bioingeniería E) cibernética

Resolución: La palabra "Nanotecnología" es usada extensivamente para definir las ciencias y técnicas que se aplican a un nivel de nanoescala, esto es medidas extremadamente pequeñas "nanos" que permiten trabajar y manipular las estructuras moleculares y sus átomos.

∴ Rpta.: B

PROBLEMA 02: Señale los productos que se obtienen biotecnológicamente.

I. Cerveza II. Yogurt III. Vino

A) Solo I B) Solo II C) Solo III
D) I y II E) I; II y III

Resolución: El descubrimiento de que el jugo de uva fermentado se convierte en vino, que la leche puede convertirse en queso o yogurt, o que se puede hacer cerveza fermentada soluciones de malta y lúpulo fue el comienzo de la biotecnología, hace miles de años.

∴ Rpta.: E

PROBLEMA 03: Una posible solución a la contaminación relacionada a los gases emanados por los motores de los autos es el uso de celdas de combustible $H_2 - O_2$. Al respecto, ¿cuáles de las siguientes proposiciones son correctas?

I. En la celda se producen reacciones de oxidación – reducción.
II. La celda produce agua como producto.
III. La celda produce principalmente energía térmica.

A) I y II B) I y III C) II y III
D) Solo II E) Solo III

Resolución: Analizando las proposiciones:

I. VERDADERO : Se producen dos reacciones:
- Oxidación del hidrógeno (Combustible)
- Reducción del oxígeno (Comburente)

II. VERDADERO : El agua es el único producto.

III. FALSO : La principal energía liberada es la eléctrica.

∴ Rpta.: A

PROBLEMA 04: Seleccione la proposición que no corresponde a un cristal líquido.

A) Son muy viscosos
B) Son anisotrópicos
C) Tienen un punto de fusión definido.
D) Sus moléculas son generalmente orgánicas
E) Tiene aplicaciones comerciales.

Resolución: Cuando se calientan los cristales de algunos compuestos orgánicos, no pasan directamente al estado líquido, en lugar de ello se transforman en un líquido nebuloso a determinada temperatura y se transforman en líquido a mayor temperatura, las dos temperaturas se llaman temperaturas de transición.

∴ Rpta.: C

PROBLEMA 05: ¿Cuáles de las especies siguientes son polímeros?

I. Teflón II. Dacron III. Nylon

A) Solo I B) Solo II C) Solo III
D) I y II E) I; II y III

Resolución: Analizando:

I. El "teflón" (Politetrafluortileno), es un polímero empleado como anti-adherente para utensilios de cocina.
II. El "dracón" es un poliester cuyas fibras se utilizan para elaborar prendas "lavar y usar".
III. El "nylon" es una poliamida utilizado como fibra sintética de gran importancia industrial.

∴ Rpta.: E

PROBLEMA 06: La forma de materia constituida por núcleos y electrones libres; que existe a temperaturas tan altas como las requeridas para la fusión de núcleos pequeños, se denomina:

A) Lava
B) Plasma
C) Superconductores
D) Rocas igneas
E) Teflón

Resolución: Se denomina "plasma" a un gas ionizado que se encuentra a muy altas temperaturas. Consta generalmente de protones y electrones libres. Es un sistema neutro donde se equilibran las cargas de los cationes y electrones libres.

∴ Rpta.: B

PROBLEMA 07: Existen sustancias que al ser enfriadas por debajo de una temperatura determinada, llamada "temperatura de transición superconductora", pierden su resistencia al flujo de la corriente eléctrica. Esta propiedad se conoce como:

A) Corrosión
B) Electronegatividad
C) Electrólisis
D) Superconductividad
E) Dismutación

Resolución: Se denomina "superconductividad" a la capacidad intrínseca que poseen ciertos materiales para conducir corriente eléctrica sin resistencia y pérdida de energía en determinadas condiciones.

∴ Rpta.: D

PROBLEMA 08: ¿Qué factores aceleran la corrosión de materiales ferrosos?

A) Las bajas temperaturas.
B) Baja concentración de $O_{2(g)}$.
C) Baja humedad del aire relativa ambiental.
D) Mayor concentración de $O_{2(g)}$ y mayor humedad relativa en el aire ambiental
E) Alta presión parcial de $H_{2(g)}$.

Resolución: La corrosión será acelerada por la exposición a los agentes que oxidan (por ejemplo, el aire). Cuando el acero se corroe, la tasa de la corrosión aumenta en proporción con la cantidad de oxígeno disponible.

∴ Rpta.: D

PROBLEMA 09: Indique verdadero (V) o falso (F), según corresponda.

( ) La nanotecnología, es una ciencia multidisciplinaria que investiga la manipulación de materiales, sustancias y/o dispositivos a escala nanométrica.

( ) La nanotecnología es el estudio, diseño, creación, síntesis, manipulación y aplicación de materiales, aparatos y sistemas funcionales a través del control de la materia a nanoescala, y la explotación de fenómenos y propiedades de la materia a nanoescala.

( ) La nanotecnología de enfoque multidisciplinario, tiene un gran potencial para la tecnología del futuro.

A) VVV B) VFV C) FVV
D) VVF E) FFF

Resolución: Analizando las proposiciones:

(VERDADERO)

La palabra "nanotecnología" es usada extensivamente para definir las ciencias y las técnicas que se aplican a un nivel de nanoescala, esto es una de unas medidas extremadamente pequeñas "nanos" que permiten trabajar y manipular las estructuras moleculares y sus átomos.

(VERDADERO)

La nanotecnología es el estudio, diseño y manipulación de estructuras a nanoescala, donde la materia presenta nuevas y diferentes propiedades.

(VERDADERO)

Con la nanotecnología avanzada se podrá construir máquinas mil veces más potentes y cientos de veces menos costosas que los aparatos actuales.

∴ Rpta.: A

PROBLEMA 10: Indique verdadero (V) o falso (F), a las proposiciones siguientes:

( ) La biotecnología ha sido utilizada por el hombre desde comienzos de la historia en actividades como la preparación del pan.

( ) La biotecnología ambiental se refiere a la aplicación de los procesos biológicos modernos para la protección de la calidad del ambiente.

( ) En términos generales la biotecnología se puede definir como el uso de organismos vivos para obtener productos de valor para el hombre.

A) VVV B) VVF C) VFV
D) VVF E) FFF

Resolución: Analizando las proposiciones:

(VERDADERO)

El descubrimiento de que el jugo de uva fermentado se convierte en vino, que la leche puede convertirse en queso o yogurt, o que se puede hacer cerveza fermentada soluciones de malta y lúpulo fue el comienzo de la biotecnología, hace miles de años.

(VERDADERO)

Actualmente, la principal aplicación de la biotecnología ambiental es disminuir la polución. La limpieza del agua residual fue una de las primeras aplicaciones, seguida por la purificación del aire y gases de desecho mediante el uso de biofiltros.

(VERDADERO)

La biotecnología es el empleo de organismos vivos para la obtención de algún producto o servicio útil para el hombre.

∴ Rpta.: A

PROBLEMA 11: Respecto a las celdas de combustible, indique verdadero (V) o falso (F), según corresponda:

( ) La tecnología de las celdas de combustible se basa en la electroquímica.

( ) La desventaja del uso de las celdas de combustible es que producen una gran cantidad de emisiones responsables del calentamiento global.

( ) Las celdas de combustible pertenecen a la familia de los dispositivos de tecnologías limpias.

A) VVV B) VVF C) VFV
D) VVF E) FFF

Resolución: Analizando las proposiciones:

(VERDADERO)

En principio, una celda de combustible es un dispositivo electroquímico que convierte la energía química de una reacción directamente en energía eléctrica, emplean combustibles convencionales, como el H_2 y el CH_4, siendo una de las primeras la pila de hidrógeno.

(FALSO)

Con los generadores de las celdas de combustión no se tienen los problemas asociados con las plantas de energía convencional ya que son silenciosas, no vibran, no desprenden calor y no contribuyen a la contaminación térmica.

(VERDADERO)

La alta flexibilidad que tienen las celdas de combustible para aceptar una gran diversidad de combustibles, las ubica como una tecnología que permite una transición hacia tecnologías limpias y el uso de fuentes de energía renovables.

∴ Rpta.: B

PROBLEMA 12: Respecto a los cristales líquidos, señale las proposiciones correctas:

I. Los cristales líquidos en general poseen moléculas alargadas como el benzoato de colesterilo.

II. Los cristales líquidos son fluidos anisotrópicos.

III. Dos de las principales fases de un cristal líquido son la fase nemática y la esméctica.

A) Solo I B) Solo II C) Solo III
D) I y II E) I; II y III

Resolución: Analizando las proposiciones:

(VERDADERO)

En 1888, el botánico austríaco Frederik Reinitzer, durante sus investigaciones con fines industriales sobre las reacciones del benzoato de colesterilo, se dio cuenta de que a 145 °C esta sustancia no cambia a un líquido claro, sino un fluido turbio. Y al calentarlo a 179 °C se torna a líquido claro. Este es el primer reporte de lo que ahora llamamos cristales líquidos.

(VERDADERO)

Un cristal líquido se considera como un fluido nebuloso; porque es un fluido como un líquido, pero tiene la estructura ordenada como la de un sólido cristalino y sus propiedades son distintas en diversas direcciones (anisotrópico).

(VERDADERO)

Hay tres clases de cristales líquidos: los esmécticos, los nemáticos y los colestéricos. Los **cristales líquidos esmécticos** son los que más se parecen a los cristales sólidos. La fase **cristal líquido nemática** es la que más se asemeja a los líquidos.

∴ Rpta.: E

PROBLEMA 13: Identifique un polímero obtenido por condensación.

A) PVC B) Polietileno C) Teflón
D) Poliestireno E) Nylon

Resolución: Los polímeros de condensación son compuestos en cuya formación una parte de la molécula del monómero no se incorpora al polímero final ya que se expulsa una molécula pequeña como agua, amoníaco, etc. Algunos polímeros de condensación son: Dacrón, Baquelita, Nylon, Rayón, Siliconas, etc.

∴ Rpta.: E

PROBLEMA 14: Asigne verdadero (V) o falso (F) a las siguientes proposiciones según corresponda:

( ) La corrosión en agua dulce es similar a la que se presenta en agua salada.
( ) Si bien es cierto la corrosión afecta a una amplia gama de materiales, la que mas afecta a la industria es la corrosión del hierro.
( ) La corrosión es un fenómeno electroquímico.

A) VVV B) VFV C) FVV
D) FVF E) FFF

Resolución: Analizando las proposiciones:

(FALSA)

La capacidad de los metales para resistir la corrosión es dependiente de su posición en la llamada serie electroquímica. Sin embargo, el orden en esta serie puede variar bajo condiciones corrosivas especiales, como por ejemplo el agua de mar.

(VERDADERO)

El hierro y el acero son los materiales de construcción más comunes, y sus características de corrosión en aguas neutras son importantes. En aguas neutras libres de oxígeno disuelto, la corrosión es generalmente insignificante. La tasa de la corrosión aumenta en proporción con la cantidad de oxígeno disponible. La tasa de la corrosión tiende a aumentar también con el aumento de temperatura. En aguas ácidas, la corrosión puede ocurrir incluso sin la presencia del oxígeno.

(VERDADERO)

La corrosión puede definirse como la relación química o electrolítica de un metal o aleación con su medio circundante con el consiguiente deterioro de sus propiedades.

∴ Rpta.: C

PROBLEMA 15: Los materiales que son utilizados para soportar elevadas temperaturas son:

A) Metales B) Polímeros C) Semimetales
D) Refractarios E) No metales

Resolución: Los materiales refractarios son productos cerámicos derivados de materiales arcillosos y de otras materias primas que tienen la propiedad de resistir temperaturas muy elevadas (por definición, de al menos 1580 °C) sin fundirse, sin romperse y sin deformarse.

∴ Rpta.: D

PROBLEMA 16: Indique la proposición incorrecta:

( ) El polietileno es un polímero que se fabrica a partir del etileno.
( ) El kevlar es un polímero que se caracteriza por tener una gran resistencia; sus propiedades le permiten ser transformado a hilos y telas con las cuales se confeccionan chalecos antibalas.
( ) Una forma de la materia es el denominado plasma, constituido por núcleos y electrones libres; dicha forma de materia existe a temperaturas tan altas como las requeridas, para la fusión de núcleos pequeños.

A) VVF B) FVV C) FVF
D) VVV E) FFF

Resolución: Analizando las proposiciones:

(VERDADERO)

El polietileno, se obtiene a partir del etileno, el cual sufre apertura de su doble enlace para formar nuevos enlaces sencillos carbono – carbono con otras dos moléculas de etileno.

(VERDADERO)

El Kevlar o poliparafenileno tereftalamida es una poliamida cuya ligereza y excepcional resistencia a la rotura, hacen que sean empleadas en neumáticos, velas naúticas y en chalecos antibalas.

(VERDADERO)

El plasma es un gas ionizado que se encuentra a muy altas temperaturas y consta de una mezcla de protones, electrones libres y átomos neutros que se desplazan a grandes velocidades (plasma de hidrógeno). Es la forma de materia más abundante en el universo.

∴ Rpta.: D

PROBLEMA 18: Respecto a la corrosión determine las proposiciones correctas:

I. Es un proceso espontáneo de conversión de metales valiosos en sus correspondientes óxidos.

II. Es un fenómeno electroquímico, cuyos potenciales de reacción son positivos.

III. Sabiendo los potenciales de reducción:

$Ag^{+} + 1e^{-} \rightarrow Ag \quad E° = +0,80\,V$

$Cu^{2+} + 2e^{-} \rightarrow Cu \quad E° = +0,34\,V$

$Zn^{2+} + 2e^{-} \rightarrow Zn \quad E° = -0,76\,V$

Se puede concluir que la plata se corroe más fácilmente que el cinc.

A) Solo I B) Solo II C) Solo III
D) I y II E) I, II y III

Resolución: Analizando las proposiciones:

(VERDADERO)

La corrosión es el tránsito de un metal de su forma elemental a su forma iónica o combinada con transferencia de electrones a un no metal como el oxígeno o el azufre, formando óxidos y sulfuros.

(VERDADERO)

El proceso de corrosión es natural y espontáneo (potencial de reacción positivo).

(FALSO)

El Zn presenta menor potencial de reducción (mayor potencial de oxidación) que la Ag y el Cu, por lo que el Zn se corroe con mayor facilidad.

∴ Rpta.: D

PROBLEMA 18: La corrosión de un metal, es un proceso espontáneo a temperatura ambiente. Al respecto, ¿cuáles de las siguientes proposiciones son correctas?

I. La corrosión implica un proceso de oxidación – reducción.

II. En algunos casos, la corrosión del metal forma una capa protectora que disminuye el proceso de corrosión.

III. El daño estructural por efectos de la corrosión tiene una alta repercusión económica.

A) Solo I B) I y III C) Solo III
D) I y II E) I, II y III

Resolución: Analizando las proposiciones:

(VERDADERO)

En la corrosión de un metal, el metal se oxida y el oxígeno del aire se reduce.

(VERDADERO)

En algunos casos como el aluminio, al corroerse el metal se forma una cara de óxido de aluminio Al_2O_3 que protege al metal de la corrosión.

(VERDADERO)

La corrosión es un problema industrial importante, pues puede causar accidentes (ruptura de una pieza) y, además, representa un costo importantes (se calcula que en pocos segundos se corroen cinco toneladas de acero en el mundo).

∴ Rpta.: D

PROBLEMA 19: Señale las proposiciones verdaderas (V) o falsas (F), según corresponda a las siguientes proposiciones:

( ) La biotecnología surgió recién en el siglo XX.
( ) La producción de la cerveza implica un proceso biotecnológico.
( ) La corrosión de los metales se pueden inhibir por un sistema de protección con ánodos de sacrificio, proceso denominado protección catódica.

A) VVV B) VFV C) FVV
D) FVF E) FFF

Resolución: Analizando las proposiciones:

(FALSO)
La biotecnología ha sido utilizada por el hombre desde los comienzos de la historia en actividades tales como la preparación del pan y de bebidas alcohólicas o el mejoramiento de cultivos y de animales domésticos.

(VERDADERO)
El descubrimiento de que el jugo de uva fermentado se convierte en vino, que la leche puede convertirse en queso o yogurt, o que se puede hacer cerveza fermentada soluciones de malta y lúpulo fue el comienzo de la biotecnología.

(VERDADERO)
Una manera de luchar contra la corrosión es cambiando el sentido de la corriente en la pila de corrosión formada. Este es el principio de la protección catódica. El metal de oxidación más fácil se llama ánodo de sacrificio.

∴ Rpta.: C

PROBLEMA 20: Indique con verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

( ) Los superconductores son materiales que presentan una conductividad eléctrica excepcional a bajas temperaturas.
( ) La nanotecnología es el estudio, diseño, creación, síntesis, manipulación y aplicación de materiales, aparatos y sistemas funcionales a través del control de la materia a nanoescala, y la explotación de fenómenos y propiedades de la materia a nanoescala; o sea con átomos y moléculas individuales.

( ) Las celdas de combustibles son celdas electroquímicas, donde los reactivos (combustible y oxidante) se suministran de manera continua.

A) VFV B) VFF C) FFV
D) VVF E) VVV

Resolución: Analizando las proposiciones:

(VERDADERO)

Los conductores eléctricos, son materiales que conducen electricidad, y lo importante es que al pasar la corriente por ellos, toda la energía de los electrones se disipa en forma de calor o en forma de luz. Sin embargo algunos de estos materiales conductores, cuando les bajamos la temperatura resulta que ya no tienen resistencia al paso de la corriente. Esta propiedad se conoce como superconductividad.

(FALSO)

El concepto de nanotecnología engloba aquellos campos de la ciencia y la técnica en los que se estudia, se obtiene y se manipula de manera controlada, materiales, sustancias y dispositivos de muy reducidas dimensiones, a escala nanométrica. Esto nos llevaría a la posibilidad de fabricar materiales y máquinas a partir del reordenamiento de átomos y moléculas.

(VERDADERO)

Una celda de combustible es un dispositivo electroquímico de conversión de energía similar a una batería, pero se diferencia de esta última en que está diseñada para permitir el reabastecimiento continuo de los reactivos consumidos.

∴ Rpta.: A



PROBLEMAS PROPUESTOS

1. ¿Cuál de las siguientes tecnologías pueden ser consideradas limpias?
   I. El proceso de desinfección de las aguas empleando cloro.
   II. El empleo de microorganismos para la destrucción de contaminantes orgánicos.
   III. El uso de mercurio en reemplazo de cianuro para la extracción de oro.

   A) Solo I B) Solo II C) Solo III
   D) I y II E) I, II y III

2. Indique cuáles de las siguientes proposiciones son correctas:
   I. El plasma consiste en un gas de partículas cargadas negativamente.
   II. Los superconductores se caracterizan por tener una resistencia eléctrica muy pequeña.
   III. Las propiedades de los nanomateriales son diferentes a las del mismo material a escala macroscópica.

   A) Solo II B) Solo III C) I y II
   D) II y III E) I y III

3. Existe un gran consenso en que la nanotecnología nos llevará a una segunda revolución industrial en el siglo XXI. Al respecto, indique la alternativa que contiene la secuencia correcta, después de verificar si las proposiciones son verdaderas (V) o falsas (F):
   I. Permite trabajar y manipular estructuras moleculares.
   II. Es una técnica que se practica a nivel de nanoescala.
   III. Se utiliza para crear materiales y sistemas con propiedades únicas.

   A) VVV B) VVF C) VFV
   D) FFV E) FFF

4. María es una chica inteligente que vive en un pueblo del interior cercano a un río de bajo caudal, donde siempre hay neblina y corren fuertes vientos. Debido a que el pueblo no goza de energía eléctrica, María ha visto la posibilidad de utilizar una de las siguientes fuentes de energía alternativa. ¿Cuál de las siguientes opciones corresponde a la más inmediata posibilidad para María?

   A) Hidraúlica B) Solar C) Eólica
   D) Biomasa E) Nuclear

5. Señale la correspondencia correcta, respecto al desarrollo de la biotecnología y sus aplicaciones:

   Biotecnología
   I. Industrial.
   II. Tradicional.
   III. Médica.

   Aplicaciones
   a. Chicha de jora.
   b. Manipulación genética.
   c. Plásticos biodegradables.

   A) I – a; II – b; III – c. B) I – c; II – a; III – b.
   C) I – b; II – a; III – c.
   D) I – a; II – c; III – b. E) I – b; II – c; III – a.

6. ¿Cuál de las siguientes aplicaciones corresponde a la biotecnología?
   I. La degradación de contaminantes orgánicos de las aguas residuales.
   II. Generación de energía en las celdas de combustibles.
   III. Obtención de gas combustible a partir de desechos orgánicos.

   A) Solo I B) Solo II C) Solo III
   D) I y II E) I y III

A todo el público en general:

El Proyecto Modo Scan+100 2.0, nace de una idea del **Team Calapenshko**, el cual es difundir todo aquel texto inédito que no esté circulando en la red.

Nuestro Grupo Calapenshko hace el mejor esfuerzo para digitalizar este libro, y así usted estimado lector pueda obtener la mejor experiencia que toda persona desea al abrir un libro.

Este proyecto llega gracias a las **donaciones que se pudo obtener de 100 personas** comprometidas con el proyecto **MODO SCAN+100 2.0**.

Este libro no debe ser prostituito monetariamente, este libro no debe ser coleccionado, este libro debe ser destruido analíticamente, así que te invito a leerlo.

No pagues por este libro de **circulación gratuita**, búscalo en la red.

Atentamente, el GRUPO CALAPENSHKO

02 de setiembre del 2020



7. Referente a las celdas de combustible, ¿cuáles de las siguientes proposiciones son correctas?

I. Son dispositivos que generan energía mediante reacciones electroquímicas.
II. Producen energía termoeléctrica.
III. Uno de los tipos de celda funciona mediante la reacción entre CH_4 y O_2.

A) Solo I B) Solo II C) Solo III
D) I y III E) II y III

8. Una posible solución a la contaminación relacionada a los gases emanados por los motores de los autos es el uso de celdas de combustible $H_2 - O_2$. Al respecto, ¿cuáles de las siguientes proposiciones son correctas?

I. En la celda se producen reacciones de oxidación – reducción.
II. La celda produce agua como producto.
III. La celda produce principalmente energía térmica.

A) I y II B) I y III C) II y III
D) Solo II E) Solo III

9. Respecto a los materiales modernos mencionados, indique la secuencia correcta después de determinar si la proposición es verdadera (V) o falsa (F)

I. Los cristales líquidos pertenecen a un estado de agregación especial de la materia, ya que tienen propiedades de líquidos y sólidos.
II. Los polímeros son macromoléculas formadas por la unión de moléculas más pequeñas llamadas monómeros.
III. El plasma está formado por moléculas altamente energizadas.

A) VVV B) VFV C) VVF
D) FFV E) FFF

10. Indique con verdadero (V) o falso (F) a las proposiciones siguientes:

( ) Un polímero es una macromolécula que resultan de la unión de muchas unidades simples, que se repiten.
( ) Cuando un polímero se forma por medio de uniones de un solo tipo de monómero; se tiene un homopolímero.
( ) Un ejemplo de polímeros serían el PVC y el caucho.

A) VFV B) VVF C) VVV
D) FFV E) FFF

11. Relacione las dos columnas:

1. Polímero.
2. Copolímero.
3. Plástico.

a. Sustancia que fluye y se moldea.
b. Repetición de un monómero a lo largo de una macromolécula.
c. Producto de la polimerización de más de un tipo de monómero.

Señale la relación correcta

A) 1a; 2b; 3c B) 1b; 2c; 3a C) 1c, 2b; 3a
D) 1a; 2c; 3b E) 1b; 2a; 3c

12. Dadas las siguientes proposiciones referidas a los polímeros:

I. Son sustancias moleculares formadas por la unión de monómeros.
II. Son sustancias moleculares de baja masa molecular formadas por la unión de dos o más moléculas diferentes.
III. El polietileno es un polímero que tiene como unidad al monómero:

$$\left[-CH_2-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}}- \right]$$

Son correctas:

A) Solo I B) Solo II C) Solo III
D) I y II E) I y III

13. Respecto a los polímeros, relacione adecuadamente las siguientes columnas e indique las alternativas correctas:

I. Copolímero. a. A
II. Homopolímero b. ~ A – A – A – A ~
III. Monómero c. ~ A – B – A – B ~

A) Ia, IIb, IIIc B) Ib, IIa, IIIc C) Ic, IIa, IIIb
D) Ib, IIc, IIIa E) Ic, IIb, IIIa

14. Dadas las siguientes proposiciones referidas a la superconductividad de una sustancia, ¿cuáles son correctas?

I. Permite el flujo sin fricción de los electrones.
II. Para dicha sustancia, la superconductividad se produce a cualquier temperatura.
III. Permitiría el ahorro de energía en muchos componentes eléctricos.

A) Solo I B) Solo II C) Solo III
D) I y II E) I y III

15. Indique la proposición verdadera (V) o falsa (F) según corresponda:

I. Las centrales nucleoeléctricas hacen posible el uso de reacciones nucleares en cadena que producen grandes cantidades de calor que se utiliza para generar electricidad.
II. La eliminación de productos de la fisión nuclear debe ser controlada y debe desarrollarse tecnología que permita el transporte, almacenamiento y eliminación segura de todo desecho nuclear.
III. Al ser depositado en pozos profundos, en minas o sepultados al fondo del mar los desechos radiactivos; nos dan la seguridad de no contaminar el ambiente.

A) VVV B) VVF C) FVV
D) VFV E) VFF

16. Dadas las siguientes proposiciones referidas a la corrosión del hierro:

I. Disminuye en ambientes de menor porcentaje de humedad relativa.
II. Se forma más herrumbre en zonas de menor concentración de oxígeno.
III. Se deteriora perdiendo electrones.

Son correctas:

A) Solo I B) Solo II C) Solo III
D) I y III E) II y III

17. Respecto a la corrosión del hierro, indique si las siguientes proposiciones son verdaderas (V) o falsas (F):

( ) La formación de herrumbre en el hierro se considera que es de naturaleza electroquímica.
( ) El hierro siempre se oxida en el agua, a menos que esta no contenga O_2 disuelto.
( ) Una forma de proteger el hierro es recubrirlo con cinc,

A) VVV B) VFV C) VFF
D) FFV E) FFF

18. En cada una de las siguientes proposiciones se relaciona la posible solución respecto al problema ambiental.

I. Celda de combustible – gases de los motores de combustión.
II. Uso de insumos biodegradables – eutroficación.
III. Agricultura orgánica – contaminación de los suelos.

Son correctas:

A) Solo I B) Solo II C) Solo III
D) I y II E) I, II y III

19. Indique con verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

( ) Los superconductores son materiales que presentan una conductividad eléctrica excepcional a bajas temperaturas.

( ) La nanotecnología es el estudio, diseño, creación, síntesis, manipulación y aplicación de materiales, aparatos y sistemas funcionales a través del control de la materia a nanoescala; o sea con átomos y moléculas individuales.

( ) Las celdas de combustible son celdas electroquímicas, donde los reactivos (combustible y oxidante) se suministran de manera continua.

A) VFV B) VFF C) FFV
D) VVF E) VVV

20. Señale las proposiciones verdaderas (V) o falsas (F):

( ) Una de las principales aplicaciones de la biotecnología es la producción industrial de antibióticos.

( ) Las sustancias que exhiben supercondutividad solo lo hacen cuando se les enfrían por debajo de una temperatura dada, las cuales suelen ser muy bajas.

( ) Los nanotubos son estructuras compuestas de miles de átomos de silicio en forma de tubos.

A) VVV B) VFV C) FVV
D) VVF E) VVV

21. Indique verdadero (V) o falso (F), según corresponda:

( ) El acero es más resistente que las fibras de nanotubos de carbono.

( ) Las nanoestructuras tienen diversas aplicaciones tecnológicas en medicina, electrónica, etc.

( ) El estudio de las nanoestructuras pueden llevar a la construcción de nanorobots de gran potencial para el uso de la medicina.

A) VVV B) VFV C) FVV
D) FVF E) FFF

22. Indique verdadero (V) o falso (F), según corresponda:

( ) Las propiedades físicas y químicas de los materiales cambian a escala nanométrica.

( ) La nanotecnología puede emplearse en ciencias tan diversas como la agricultura, la medicina, la electrónica, etc.

( ) La biotecnología está relacionada directamente con la producción de nanotubos.

A) VVV B) VFV C) FVV
D) FVF E) FFF

23. De las siguientes proposiciones, indicar lo incorrecto.

A) La biotecnología es la técnica que utiliza células vivas derivados de un organismo para obtener o modificar un producto.
B) Mediante la biotecnología se usa organismos vivos para producir fármacos.
C) La biotecnología más ancestral comienza con la fermentación.
D) La biotecnología moderna está compuesta por una variedad de técnicas derivados de la investigación en biología celular y molecular.
E) Los cristales líquidos está relacionado con la biotecnología.

24. Indique verdadero (V) o falso (F), según corresponda.

( ) La fibra de carbono, formada por nanotubos de carbono, es más resistente que el acero, con una densidad significativamente menor.
( ) La biotecnología está relacionada con el uso de bacterias, hongos o sus metabolitos, con fines de producción de alimentos, medicinas, etc.
( ) La biotecnología está relacionada con la producción de antibióticos, yogurt, cerveza, vino, etc.

A) VVV B) VFV C) FVV
D) FVF E) FFF

25. Dadas las siguientes proposiciones referidas a nuevas tecnologías:

I. La energía eólica aprovecha la fuerza del mar.
II. En el cristal líquido su estructura cambia y es reversible dependiendo del potencial aplicado.
III. En las centrales nucleares la energía se obtiene a partir de la fusión nuclear.

Son correctas:

A) Solo I B) Solo II C) Solo III
D) I y II E) I, II y III

26. Dadas las siguientes proposiciones referidas a nuevas tecnologías:

I. El plasma esta constituido por núcleos de átomos y electrones libres.
II. El uso de biocombustibles, como alternativa a los combustibles fósiles, reduce la emisión de gases que provocan lluvia ácida.
III. Las nanopartículas presentan propiedades físicas diferentes a las macropartículas.

A) Solo I B) Solo II C) Solo III
D) I y II E) I, II y III

27. Indique verdadero (V) o falso (F) en relación a las celdas de combustible.

I. Se produce una reacción redox catalítica.
II. Se emplea para generar corriente eléctrica.
III. La oxidación se produce en el ánodo.

A) FVV B) VVV C) VFV
D) FFV E) VVF

28. Respecto a los cristales líquidos, indique verdadero (V) o falso (F).

( ) Es una sustancia que tiene propiedades de líquido – sólido.
( ) El cristal líquido es diferente de los líquidos ordinarios en la forma de sus moléculas, ellas son largas y delgadas como "papas fritas".
( ) El cristal líquido es realmente un líquido ordinario.

A) VVV B) FVV C) VVF
D) FFF E) FFV

29. Indique con verdadero (V) o falso (F) a las siguientes proposiciones:

( ) Un polímero es una macromolécula que resulta de la unión de muchas unidades simples, que se repiten.
( ) Cuando un polímero se forma por medio de uniones de un solo tipo de monómero; se tiene un homopolímero.
( ) Un ejemplo de polímeros serían el PVC y el caucho.

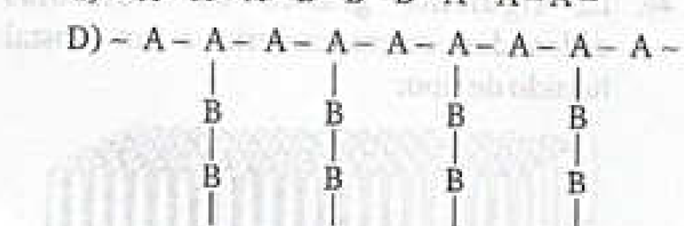
A) VFV B) VVF C) VVV
D) FFV E) FFF

30. ¿Cuál de los siguientes casos corresponde a un copolímero por bloques? (A y B son monómeros)

A) ~A–A–A–A–A–A–A–A–A~
B) ~A–A–B–A–B–B–B–A~

C) – A – A – A – B – B – B – A – A – A –

D) – A – A – A – A – A – A – A – A – A –



E) – A – B – A – B – A – B – A – B – A –

31. Señale la correspondencia correcta entre tipo de polímero y el ejemplo correspondiente:

I. Termoplásticos. a) bakelita
II. Elastómeros. b) poliestileno
III. Termoestables. c) poliéster (fibra).

A) I – a, II – b, III – c B) I – b, II – c, III – a
C) I – c, II – a, III – b
D) I – a, II – c, III – b E) I – c, II – b, III – a

32. Asigne verdadero (V) o falso (F) a las siguientes proposiciones

( ) Los cristales líquidos son ejemplos típicos de materiales anisotrópicos.
( ) Los polímeros generalmente son compuestos inorgánicos.
( ) Un ejemplo de plasma se encuentra en las auroras boreales.

A) VVV B) VFV C) FVV
D) FVF E) FFF

33. Indique verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

I. El descubrimiento de la llamada superconductividad a temperatura elevada es de gran importancia.
II. Mediante la superconductividad se podría diseñar trenes levitados magnéticamente.
III. Existen 2 tipos de aplicaciones de superconductividad como: producción de grandes campos magnéticos, fabricación de componentes de circuitos electrónicos.

A) VVV B) VFV C) VVF
D) FFV E) VFF

34. Indique la proposición incorrecta:

I. Las centrales nucleoeléctricas emiten cierta radiactividad al ambiente.
II. El accidente ocurrido en Chernobil, Rusia, ocasionó muerte inmediata de muchas personas, contaminó extensas áreas durante varias décadas y la precipitación radiactiva se extendión en parte de Europa.
III. Las centrales termoeléctricas que queman hulla y petróleo contaminan el aire con sustancias radiactivas.

A) Solo II B) Solo III C) I y II
D) II y III E) I y III

35. El fenómeno de la corrosión es un proceso electroquímico espontáneo, diga que método no corresponde para controlarlo.

A) Protección catódica de los ánodos de sacrificio.
B) Recubrimiento por galvanizado.
C) Pintado con sustancias anticorrosivas.
D) Inhibidores de corrosión.
E) Uso de biocatalizadores.

36. Responda verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

I. Muchas de las propiedades físicas y químicas de los materiales cambian a escala manométrica.
II. La nanotecnología puede emplearse en ciencias tan diversas como la agricultura y la medicina.
III. Actualmente, muchos proceso comerciales utilizan los principios de la nanotecnología.

A) VVV B) VFF C) FVV
D) VVF E) FVF

37. Indique verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

I. La biotecnología puede ayudar a descontaminar el ambiente.
II. La limpieza de aguas industriales, es una de las aplicaciones de la biotecnología.
III. Se entiende por bioremediación el uso de sistemas biológicos para la reducción de la polución.

A) FVV B) FFV C) FVF
D) VVF E) VVV

38. Una celda de combustión produce corriente eléctrica mediante la reacción química de dos o más reactantes, en un sistema similar al de una celda galvánica. ¿Cuáles de las siguientes pueden ser reacciones anódicas en una celda de combustión?

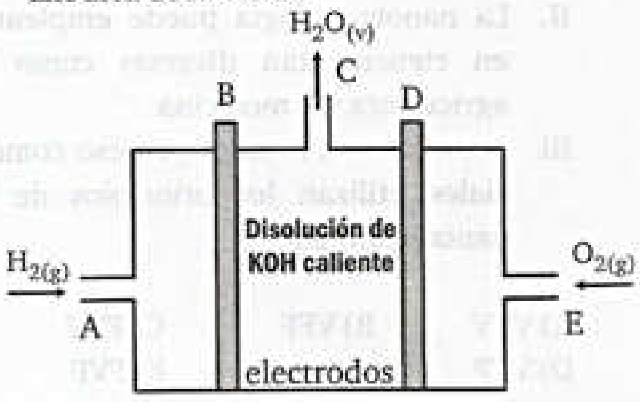
I. $2H_{2(g)} + 4OH^-_{(ac)} \rightarrow 4H_2O_{(\ell)} + 4e^-$

II. $CH_{4(g)} + 8OH^-_{(ac)} \rightarrow CO_{2(g)} + 6H_2O_{(\ell)} + 8e^-$

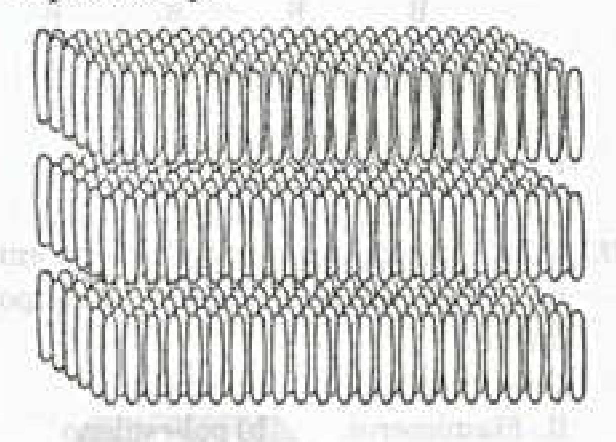
III. $C_3H_{8(g)} + 6H_2O_{(\ell)} \rightarrow 3CO_{2(g)} + 20H^+ + 20e^-$

A) Solo I B) Solo II C) I y III
D) II y III E) I, II y III

39. La figura representa de modo muy esquemático una celda de combustión que usa hidrógeno como combustible. En la figura se presentan las alternativas, ¿cuál es la alternativa que señala la zona anódica de la celda?



40. La siguiente gráfica de moléculas ordenadas correspondería a un cristal líquido de tipo:



A) Esméctico A
B) Nemático
C) Esméctico C
D) Líquido isotrópico
E) Ecléctico

41. Señale falso (F) o verdadero (V), según corresponda:

( ) En una reacción de polimerización de alquenos se obtiene una macromolécula a partir de una molécula pequeña.
( ) Una reacción de polimerización se lleva a cabo a bajas temperaturas y bajas presiones.
( ) El monómero a partir del que se obtiene el polipropileno es el propeno.

A) VVV B) VFV C) FVF
D) FFV E) FFF

42. Acerca de los polímeros, ¿cuáles de las siguientes proposiciones son correctas?

I. El etileno ($CH_2{=}CH_2$) y el estireno (⌬–CH=CH₂) son monómeros.
II. El caucho es un polímero natural.
III. Un ejemplo de polímero sintético es el polipropileno.

A) Solo I B) Solo II C) I y III
D) II y III E) I, II y III

43. Asigne verdadero (V) o falso (F) a las según corresponda

( ) Un nanotubo de carbono tiene comportamiento eléctrico variable.

( ) La biorremediación es el proceso por medio del cual pueden emplearse organismos vivos para reducir la contaminación de aire, mar y suelos.

( ) Los trenes de levitación magnética (maglev) se basan en el fenómeno de superconducción.

A) VVV B) VFF C) FVV
D) VVF E) FFF

44. Con respecto a la corrosión, marque lo que no corresponde.

A) Es un proceso de oxidación – reducción.

B) Cada par de óxido – reducción de una reacción espontánea constituye una pila electroquímica.

C) Para la oxidación de los materiales ferrosos influyen la humedad y la concentración de $O_{2(g)}$.

D) Para la oxidación de materiales ferrosos influyen el clima tropical y la concentración del ozono O_3.

E) Una forma de evitar la corrosión, consiste en el uso de los ánodos de sacrificio.

45. La corrosión de un metal, es un proceso espontáneo a temperatura ambiente. Al respecto, ¿cuáles de las proposiciones son correctas?

I. La corrosión implica un proceso de oxidación – reducción.

II. En algunos casos la corrosión del metal forma una capa protectora que disminuye el proceso de corrosión.

III. El daño estructural por efectos de la corrosión tiene una alta repercusión económica.

A) Solo I B) I y III C) Solo III
D) I y II E) I; II y III

46. A continuación se muestran diferentes piezas de hierro, conectados, o no, a otros metales. ¿En cuáles de los casos ocurrirá corrosión en el hierro?

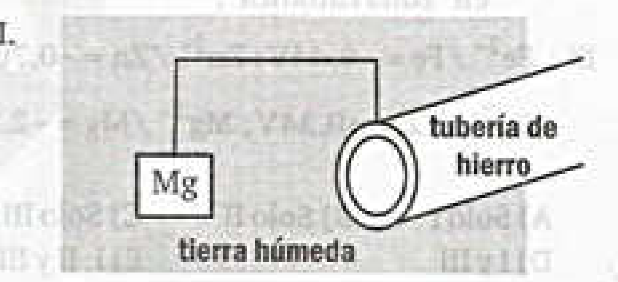
E° (V):

$Fe^{2+} + 2e^- \rightarrow Fe$ $-0,44$

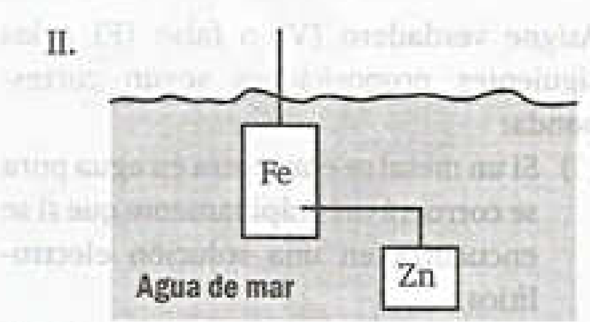
$Zn^{2+} + 2e^- \rightarrow Zn$ $-0,76$

$Mg^{2+} + 2e^- \rightarrow Mg$ $-2,37$

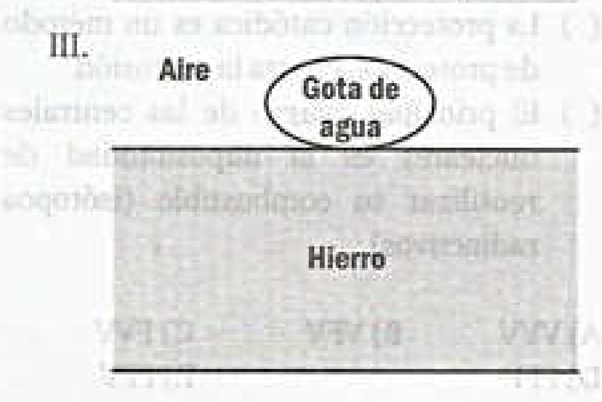
I.



II.



III.



A) Solo I B) Solo II C) Solo III
D) I y II E) I y III

47. El hierro es el metal de mayor uso industrial, pero también es uno que se corroe muy fácilmente. Por ello debe protegerse de la corrosión. ¿Cuáles de las siguientes proposiciones corresponden a métodos para una debida protección del hierro para su uso industrial?

I. Alearlo con determinados metales, como el cromo y el níquel, para convertirlo en muy material muy resistente a la corrosión.
II. Cubrirlo con una delgada capa de otro metal, como el cobre, para evitar la formación del óxido.
III. Conectándolo adecuadamente a una pieza de cinc o magnesio, que se oxida más fácilmente y convierte al hierro en "zona catódica".

E^o: $Fe^{2+}/Fe = -0,44V$; $Zn^{2+}/Zn = -0,76V$;
$Cu^{2+}/Cu = +0,34V$; $Mg^{2+}/Mg = -2,37V$

A) Solo I B) Solo II C) Solo III
D) I y III E) I; II y III

48. Asigne verdadero (V) o falso (F) a las siguientes proposiciones según corresponda:

( ) Si un metal se encuentra en agua pura se corroerá más rápidamente que si se encuentra en una solución electrolítica.
( ) La protección catódica es un método de protección contra la corrosión.
( ) El principal peligro de las centrales nucleares es la imposibilidad de reutilizar su combustible (isótopos radiactivos).

A) VVV B) VFV C) FVV
D) FFF E) FFV

49. Respecto al agotamiento de recursos naturales señale lo correcto.

I. El agotamiento de los recursos naturales, como por ejemplo el agua, ha llevado al desarrollo de tecnologías para la desalinización del agua de mar.
II. El petróleo es la fuente de materia prima de los plásticos. El uso de plásticos reciclables reduce el uso del petróleo.
III. Las celdas de combustible son una gran alternativa como fuente no convencional de energía, alcanzan una eficiencia de hasta 70%.

A) Solo I B) Solo II C) Solo III
D) I y II E) I, II y III

50. Indique con verdadero (V) o falso (F) a las proposiciones siguientes:

( ) Algunos ejemplos de energías renovables son: las centrales minihidraúlicas, la biomasa, paneles solares.
( ) En los países altamente industrializados, se está impulsando el uso de fuentes de energías renovables.
( ) En los acuerdos internacionales respecto al medio ambiente, se debe tener en cuenta programas nucleares que no contribuyen al tratamiento de desechos nucleares.

A) VVV B) VFV C) VVF
D) FFV E) FFF

BIBLIOGRAFÍA

1. **QUÍMICA GENERAL MODERNA**
   Joseph A. Babor y José Ibarz Aznarez / Editora Nacional - México - Cuarta Edición.

2. **QUÍMICA GENERAL**
   Wendell H. Slabaugh y Theran D. Parsons / Editorial Limusa - Willey México - Quinta Edición

3. **QUÍMICA**
   Raymond Chang / Mc. Graw Hill inc. / USA - Novena Edición.

4. **QUÍMICA GENERAL**
   Frederick Longo / Mc. Graw Hill inc. / USA - Primera Edición

5. **INTRODUCCIÓN A LA QUÍMICA**
   Hazle Rossoti / Biblioteca científica Salvat / Primera Edición.

6. **QUÍMICA ORGÁNICA**
   L. A. Tsvetkov / MIR / Moscú - Rusia / Segunda Edición.

7. **FÍSICA**
   Marcelo Alonso y Edgard J. Finn / Volumen I / Fondo Educativo Interamericano - USA / Primera Edición.

8. **DICCIONARIO DE LA CIENCIA Y LA TÉCNICA**
   Editorial Planeta / Barcelona - España 2004

9. **LA ENCICLOPEDIA**
   Salvat Editores S. A. / Madrid - España 2004

10. **ENCICLOPEDIA TEMÁTICA ILUSTRADA**
    Grijalbo Tomo 7 / Física y Química / 2003

11. **ATLAS VISUAL DE FÍSICA Y QUÍMICA**
    Q. W. Editores / Parramon Ediciones S. A. / Lima - Perú 2006

12. **INVENTOS DEL MILENIO**
    Grupo Santillana de Ediciones S. A. / Ediciones El País S. A. / año 2000

13. **ENCICLOPEDIA MULTIMEDIA ESCOLAR FÍSICA Y QUÍMICA**
    Editorial Sol 96 / Editora El Comercio / Lima - Perú 2003

14. **RED DE APOYO**
    Página Web de Actividad Experimental para el aprendizaje de las CC. NN.

15. **100 EXPERIMENTOS DE FÍSICA Y QUÍMICA**
    Libros Virtuales Gratis / Google Tools

team CALAPENSHKO

CLAVES

twitter.com/calapenshko

CAPITULO 1

1	B	26	A
2	E	27	C
3	A	28	E
4	B	29	A
5	D	30	B
6	C	31	D
7	C	32	B
8	D	33	A
9	A	34	C
10	D	35	A
11	D	36	A
12	D	37	B
13	A	38	C
14	A	39	D
15	E	40	A
16	C	41	A
17	D	42	E
18	C	43	A
19	D	44	E
20	A	45	C
21	C	46	B
22	D	47	A
23	C	48	B
24	A	49	E
25	C	50	B

CAPITULO 2

1	D	26	B
2	E	27	B
3	B	28	E
4	C	29	B
5	D	30	C
6	B	31	E
7	A	32	C
8	D	33	A
9	A	34	A
10	C	35	C
11	B	36	A
12	D	37	D
13	A	38	B
14	C	39	C
15	E	40	B
16	B	41	C
17	C	42	E
18	E	43	A
19	B	44	E
20	B	45	C
21	A	46	C
22	D	47	A
23	D	48	A
24	B	49	D
25	C	50	A

CAPITULO 3

1	D	26	B
2	C	27	D
3	E	28	E
4	D	29	C
5	C	30	C
6	A	31	D
7	C	32	E
8	C	33	D
9	B	34	E
10	D	35	C
11	D	36	B
12	B	37	C
13	E	38	A
14	A	39	C
15	E	40	B
16	E	41	E
17	E	42	C
18	A	43	B
19	E	44	E
20	B	45	D
21	B	46	E
22	A	47	E
23	A	48	A
24	D	49	E
25	B	50	D

CAPITULO 4

1	B	26	C
2	D	27	B
3	E	28	B
4	D	29	A
5	C	30	B
6	A	31	D
7	E	32	A
8	E	33	C
9	B	34	E
10	C	35	A
11	A	36	B
12	C	37	A
13	D	38	C
14	A	39	D
15	B	40	E
16	A	41	C
17	E	42	A
18	E	43	A
19	B	44	D
20	A	45	E
21	C	46	A
22	D	47	B
23	E	48	C
24	A	49	D
25	A	50	A

CAPITULO 5

1	B	26	A
2	E	27	A
3	E	28	A
4	E	29	D
5	E	30	C
6	B	31	A
7	D	32	A
8	B	33	C
9	C	34	E
10	A	35	A
11	B	36	A
12	B	37	C
13	E	38	D
14	A	39	E
15	D	40	A
16	C	41	C
17	E	42	E
18	B	43	E
19	B	44	A
20	D	45	B
21	A	46	A
22	C	47	D
23	D	48	C
24	E	49	A
25	C	50	B

CAPITULO 6

1	A	26	C
2	E	27	C
3	E	28	B
4	C	29	E
5	E	30	C
6	D	31	A
7	A	32	D
8	B	33	B
9	C	34	C
10	E	35	C
11	C	36	B
12	C	37	A
13	D	38	A
14	B	39	C
15	D	40	B
16	B	41	C
17	D	42	B
18	D	43	C
19	C	44	A
20	B	45	C
21	A	46	C
22	A	47	A
23	D	48	B
24	B	49	E
25	E	50	C

CAPITULO 7

1	B	26	B
2	C	27	B
3	A	28	A
4	E	29	D
5	A	30	C
6	C	31	A
7	A	32	D
8	E	33	E
9	B	34	C
10	B	35	A
11	C	36	D
12	D	37	D
13	E	38	A
14	B	39	C
15	D	40	B
16	A	41	E
17	D	42	C
18	A	43	D
19	B	44	C
20	A	45	D
21	B	46	D
22	D	47	A
23	A	48	B
24	E	49	D
25	C	50	C

CAPITULO 8

1	E	26	E
2	A	27	A
3	E	28	B
4	C	29	C
5	B	30	B
6	C	31	B
7	A	32	A
8	A	33	A
9	D	34	D
10	E	35	A
11	B	36	A
12	A	37	E
13	D	38	C
14	A	39	E
15	C	40	D
16	C	41	B
17	D	42	A
18	C	43	E
19	B	44	E
20	D	45	C
21	E	46	D
22	A	47	A
23	C	48	D
24	A	49	E
25	D	50	C

team CALAPENSHKO

twitter.com/calapenshko

CAPITULO 9

1	B	26	D
2	B	27	E
3	D	28	B
4	A	29	B
5	A	30	E
6	D	31	B
7	A	32	C
8	B	33	B
9	A	34	B
10	B	35	B
11	D	36	A
12	B	37	C
13	C	38	A
14	A	39	B
15	C	40	D
16	E	41	C
17	E	42	D
18	D	43	E
19	B	44	B
20	A	45	D
21	E	46	B
22	D	47	A
23	D	48	A
24	E	49	C
25	C	50	E

CAPITULO 10

1	E	26	E
2	D	27	E
3	E	28	C
4	D	29	C
5	A	30	A
6	B	31	C
7	B	32	C
8	B	33	B
9	E	34	A
10	A	35	C
11	C	36	B
12	A	37	C
13	D	38	B
14	A	39	B
15	A	40	C
16	E	41	D
17	E	42	E
18	B	43	B
19	B	44	D
20	D	45	C
21	A	46	B
22	B	47	B
23	D	48	A
24	E	49	A
25	B	50	B

CAPITULO 11

1	B	26	C
2	C	27	A
3	B	28	D
4	C	29	C
5	B	30	D
6	A	31	C
7	C	32	D
8	B	33	E
9	A	34	E
10	B	35	B
11	A	36	B
12	A	37	B
13	A	38	D
14	C	39	D
15	B	40	C
16	C	41	D
17	D	42	C
18	B	43	C
19	D	44	C
20	B	45	C
21	C	46	D
22	C	47	A
23	A	48	D
24	C	49	E
25	B	50	B

CAPITULO 12

1	D	26	A
2	C	27	B
3	E	28	B
4	E	29	B
5	A	30	E
6	A	31	B
7	D	32	D
8	B	33	D
9	E	34	A
10	A	35	C
11	C	36	C
12	D	37	C
13	C	38	B
14	A	39	A
15	B	40	E
16	D	41	A
17	A	42	B
18	B	43	B
19	A	44	C
20	B	45	C
21	A	46	A
22	B	47	B
23	A	48	A
24	D	49	D
25	E	50	A

CAPITULO 13

1	D	26	A
2	D	27	D
3	D	28	C
4	B	29	C
5	A	30	A
6	E	31	E
7	D	32	B
8	D	33	E
9	C	34	C
10	B	35	C
11	D	36	E
12	B	37	B
13	C	38	D
14	B	39	C
15	C	40	A
16	B	41	E
17	E	42	A
18	B	43	B
19	B	44	A
20	D	45	C
21	B	46	C
22	D	47	B
23	C	48	C
24	D	49	D
25	D	50	C

CAPITULO 14

1	D	26	A
2	B	27	C
3	B	28	D
4	E	29	C
5	D	30	C
6	B	31	D
7	C	32	C
8	D	33	E
9	C	34	E
10	B	35	C
11	C	36	E
12	D	37	C
13	E	38	D
14	B	39	D
15	B	40	C
16	C	41	B
17	C	42	B
18	B	43	B
19	B	44	C
20	A	45	C
21	C	46	C
22	C	47	A
23	A	48	C
24	D	49	B
25	C	50	A

CAPITULO 15

1	D	26	E
2	E	27	E
3	C	28	E
4	C	29	D
5	C	30	E
6	C	31	A
7	E	32	C
8	C	33	B
9	D	34	E
10	E	35	B
11	D	36	D
12	E	37	D
13	C	38	E
14	B	39	D
15	E	40	A
16	B	41	C
17	C	42	B
18	A	43	C
19	B	44	C
20	A	45	B
21	D	46	B
22	A	47	E
23	B	48	D
24	B	49	D
25	A	50	D

CAPITULO 16

1	D	26	E
2	B	27	A
3	C	28	B
4	A	29	C
5	D	30	E
6	E	31	B
7	A	32	A
8	A	33	A
9	D	34	E
10	B	35	E
11	A	36	A
12	C	37	B
13	E	38	C
14	A	39	E
15	C	40	A
16	A	41	A
17	E	42	A
18	A	43	C
19	C	44	E
20	A	45	C
21	C	46	A
22	B	47	E
23	A	48	B
24	C	49	C
25	D	50	A

team CALAPENSHKO

twitter.com/calapenshko

CAPITULO 17

1	E	26	A
2	C	27	B
3	D	28	B
4	E	29	A
5	B	30	A
6	D	31	A
7	C	32	B
8	D	33	D
9	D	34	A
10	B	35	A
11	D	36	A
12	B	37	B
13	A	38	C
14	A	39	A
15	B	40	B
16	C	41	B
17	D	42	E
18	E	43	C
19	A	44	D
20	A	45	C
21	A	46	B
22	D	47	A
23	B	48	E
24	D	49	A
25	E	50	A

CAPITULO 18

1	C	26	D
2	E	27	D
3	D	28	C
4	E	29	A
5	A	30	E
6	D	31	B
7	A	32	B
8	A	33	A
9	A	34	A
10	E	35	A
11	C	36	B
12	D	37	B
13	B	38	D
14	C	39	E
15	C	40	D
16	C	41	C
17	A	42	B
18	C	43	C
19	C	44	E
20	D	45	D
21	C	46	B
22	D	47	B
23	A	48	A
24	B	49	A
25	B	50	A

CAPITULO 19

1	C	26	A
2	E	27	D
3	D	28	D
4	A	29	B
5	C	30	A
6	E	31	A
7	B	32	D
8	E	33	C
9	D	34	B
10	E	35	C
11	A	36	D
12	B	37	A
13	B	38	E
14	B	39	A
15	C	40	E
16	B	41	B
17	A	42	D
18	E	43	A
19	A	44	A
20	D	45	E
21	E	46	C
22	A	47	C
23	E	48	C
24	D	49	E
25	C	50	C

CAPITULO 20

1	C	26	B
2	D	27	B
3	B	28	D
4	E	29	C
5	C	30	A
6	A	31	A
7	B	32	D
8	D	33	C
9	B	34	D
10	C	35	A
11	E	36	C
12	A	37	E
13	C	38	B
14	B	39	E
15	E	40	A
16	A	41	D
17	D	42	B
18	E	43	E
19	C	44	A
20	A	45	B
21	A	46	E
22	D	47	B
23	B	48	A
24	E	49	E
25	D	50	E

CAPITULO 21

1	C	26	C
2	B	27	D
3	E	28	C
4	C	29	E
5	C	30	A
6	A	31	E
7	E	32	E
8	C	33	A
9	A	34	A
10	A	35	D
11	A	36	E
12	C	37	E
13	A	38	D
14	D	39	B
15	A	40	E
16	D	41	D
17	D	42	B
18	E	43	C
19	C	44	C
20	C	45	A
21	B	46	C
22	E	47	C
23	B	48	D
24	A	49	B
25	A	50	C

CAPITULO 22

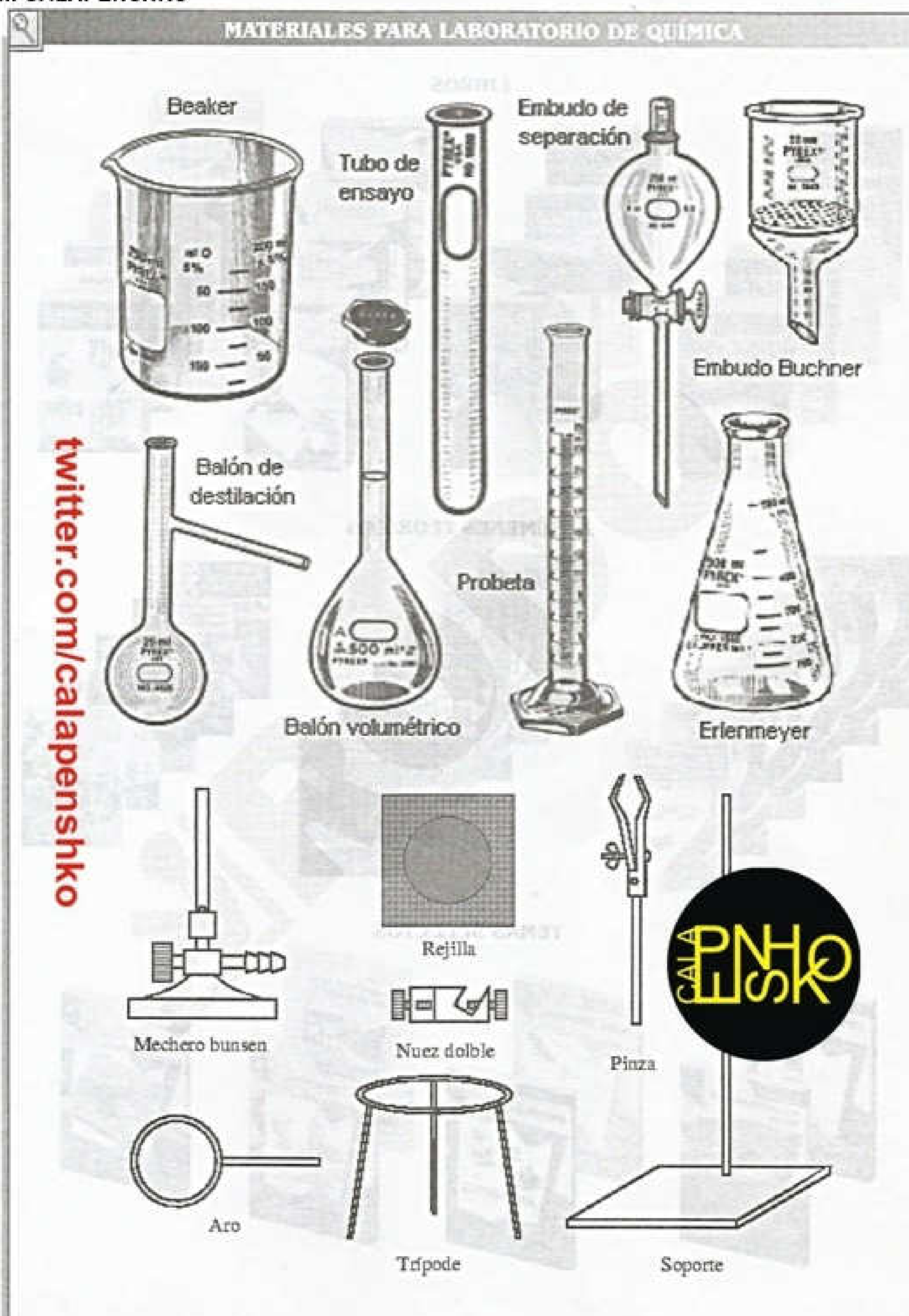
1	E	26	B
2	E	27	C
3	D	28	E
4	C	29	B
5	B	30	A
6	A	31	D
7	E	32	A
8	C	33	D
9	B	34	B
10	E	35	A
11	B	36	E
12	D	37	B
13	A	38	A
14	E	39	E
15	D	40	C
16	C	41	C
17	E	42	D
18	A	43	A
19	D	44	D
20	B	45	B
21	B	46	A
22	A	47	D
23	D	48	A
24	E	49	C
25	E	50	D

CAPITULO 23

1	B	26	D
2	C	27	B
3	A	28	E
4	A	29	C
5	D	30	A
6	D	31	E
7	E	32	A
8	C	33	C
9	D	34	D
10	A	35	D
11	D	36	E
12	C	37	B
13	E	38	E
14	A	39	D
15	C	40	C
16	A	41	A
17	E	42	A
18	B	43	D
19	A	44	C
20	C	45	E
21	D	46	A
22	B	47	A
23	E	48	B
24	C	49	E
25	A	50	B

CAPITULO 24

1	B	26	D
2	B	27	B
3	C	28	B
4	D	29	A
5	D	30	C
6	A	31	A
7	E	32	B
8	D	33	D
9	D	34	D
10	E	35	D
11	B	36	E
12	E	37	C
13	C	38	D
14	D	39	E
15	D	40	D
16	B	41	C
17	E	42	B
18	D	43	A
19	E	44	E
20	C	45	E
21	C	46	D
22	E	47	A
23	E	48	B
24	E	49	A
25	B	50	C

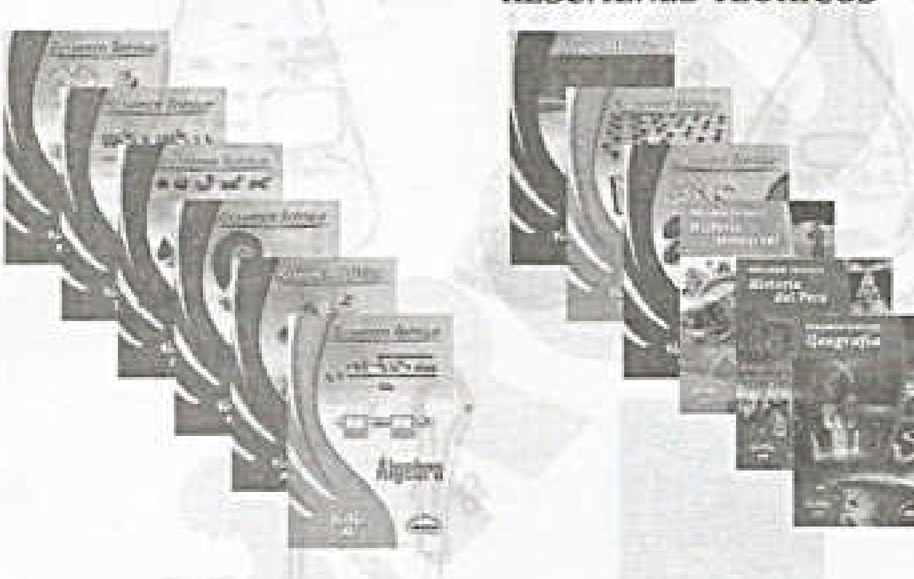

MATERIALES PARA LABORATORIO DE QUÍMICA
Beaker
Tubo de ensayo
Embudo de separación
Embudo Buchner
Balón de destilación
Probeta
Balón volumétrico
Erlenmeyer
twitter.com/calapenshko
Rejilla
Mechero bunsen
Nuez doble
Pinza
CALAPENSHKO
Aro
Trípode
Soporte

team CALAPENSHKO

LIBROS



RESÚMENES TEÓRICOS





TEMAS SELECTOS





